

**МИНИСТЕРСТВО ВЫСШЕГО И СРЕДНЕГО СПЕЦИАЛЬНОГО
ОБРАЗОВАНИЯ РЕСПУБЛИКИ УЗБЕКИСТАН**

АНДИЖАНСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

**ФАКУЛЬТЕТ ЕСТЕСТВОЗНАНИЯ И ГЕОГРАФИИ
КАФЕДРА «ОБЩАЯ ХИМИЯ»**

РЕФЕРАТ

ПО ПРЕДМЕТУ: НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

**НА ТЕМУ: УГЛЕРОД И ЕГО ОСНОВНЫЕ
НЕОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ**

ВЫПОЛНИЛА: студентка 1-курса ГУЛОМКОДИРОВА Г.

ПРОВЕРИЛ: ст. преподаватель ДУМАНОВ Б.

АНДИЖАН – 2015

ТЕМА: УГЛЕРОД И ЕГО ОСНОВНЫЕ НЕОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ

ПЛАН:

Введение

Глава I. Всё об углероде

1.1. Углерод в природе

1.2. Аллотропные модификации углерода

1.3. Химические свойства углерода

1.4. Применение углерода

1.5. Краткая характеристика.

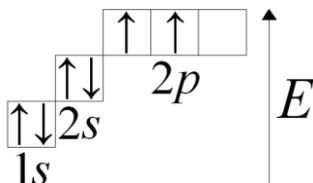
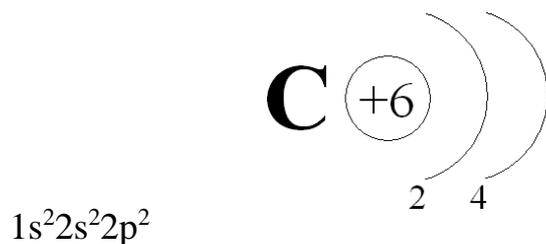
Глава II. Неорганические соединения углерода

Заключение

Литература

Введение

Углерод (лат. Carboneum) С – химический элемент IV группы периодической системы Менделеева: атомный номер 6, атомная масса 12,011(1). Рассмотрим строение атома углерода. На наружном энергетическом уровне атома углерода находятся четыре электрона. Изобразим графически:



Углерод был известен с глубокой древности, и имя первооткрывателя этого элемента неизвестно.

В конце XVII в. флорентийские ученые Аверани и Тарджони пытались сплавить несколько мелких алмазов в один крупный и нагрели их с помощью зажигательного стекла солнечными лучами. Алмазы исчезли, сгорев на воздухе. В 1772 г. французский химик А. Лавуазье показал, что при сгорании алмаза образуется CO_2 . Лишь в 1797 г. английский ученый С. Теннант доказал идентичность природы графита и угля. После сгорания равных количеств угля и алмаза объемы оксида углерода (IV) оказались одинаковыми.

Многообразие соединений углерода, объясняющееся способностью его атомов соединяться друг с другом и атомами других элементов различными

способами, обуславливает особое положение углерода среди других элементов.

1.1. Углерод в природе

Углерод находится в природе, как в свободном состоянии, так и в виде соединений.

Свободный углерод встречается в виде алмаза, графита и карбина.

Алмазы очень редки. Самый большой из известных алмазов – «Куллинан» был найден в 1905 г. в Южной Африке, весил 621,2 г и имел размеры 10×6,5×5 см. В Алмазном фонде в Москве хранится один из самых больших и красивых алмазов в мире – «Орлов» (37,92 г).

Свое название алмаз получил от греч. «адамас» – непобедимый, несокрушимый. Самые значительные месторождения алмазов находятся в Южной Африке, Бразилии, в Якутии.

Крупные залежи графита находятся в ФРГ, в Шри-Ланке, в Сибири, на Алтае.

Главными углеродсодержащими минералами являются: магнезит $MgCO_3$, кальцит (известковый шпат, известняк, мрамор, мел) $CaCO_3$, доломит $CaMg(CO_3)_2$ и др.

Все горючие ископаемые – нефть, газ, торф, каменные и бурые угли, сланцы – построены на углеродной основе. Близки по составу к углероду некоторые ископаемые угли, содержащие до 99% С.

На долю углерода приходится 0,1% земной коры.

В виде оксида углерода (IV) CO_2 углерод входит в состав атмосферы. В гидросфере растворено большое количество CO_2 .

1.2. Аллотропные модификации углерода

Элементарный углерод образует три аллотропные модификации: алмаз, графит, карбин.

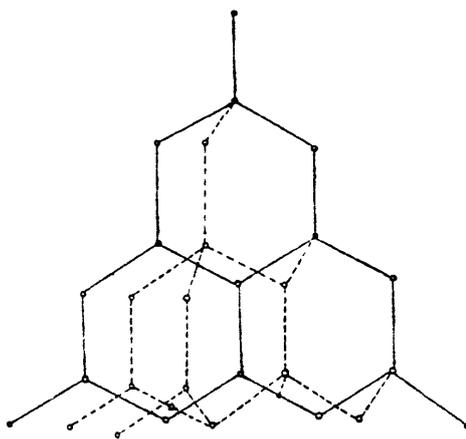
1. Алмаз – бесцветное, прозрачное кристаллическое вещество, чрезвычайно сильно преломляющее лучи света. Атомы углерода в алмазе находятся в состоянии sp^3 -гибридизации. В возбуждённом состоянии происходит распаривание валентных электронов в атомах углерода и образование четырёх неспаренных электронов. При образовании химических связей электронные облака приобретают одинаковую вытянутую форму и располагаются в пространстве так, что их оси оказываются направленными к вершинам тетраэдра. При перекрывании вершин этих облаков с облаками других атомов углерода возникают ковалентные связи под углом $109^{\circ}28'$, и образуется атомная кристаллическая решетка, характерная для алмаза.

Каждый атом углерода в алмазе окружён четырьмя другими, расположенными от него в направлениях от центра тетраэдров к вершинам. Расстояние между атомами в тетраэдрах равно 0,154 нм. Прочность всех связей одинакова. Таким образом, атомы в алмазе «упакованы» очень плотно. При 20°C плотность алмаза составляет $3,515 \text{ г/см}^3$. Этим объясняется его исключительная твердость. Алмаз плохо проводит электрический ток.

В 1961 г. в Советском Союзе было начато промышленное производство синтетических алмазов из графита.

При промышленном синтезе алмазов используются давления в тысячи МПа и температуры от 1500 до 3000°C . Процесс ведут в присутствии катализаторов, которыми могут служить некоторые металлы, например Ni. Основная масса образующихся алмазов – небольшие кристаллы и алмазная пыль.

Алмаз при нагревании без доступа воздуха выше 1000°C превращается в графит. При 1750°C превращение алмаза в графит происходит быстро.

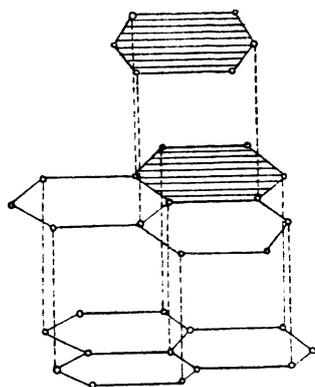


Структура алмаза

2. Графит – серо-чёрное кристаллическое вещество с металлическим блеском, жирное на ощупь, по твердости уступающее даже бумаге.

Атомы углерода в кристаллах графита находятся в состоянии sp^2 -гибридизации: каждый из них образует три ковалентные σ -связи с соседними атомами. Углы между направлениями связей равны 120° . В результате образуется сетка, составленная из правильных шестиугольников. Расстояние между соседними ядрами атомов углерода внутри слоя составляет 0,142 нм. Четвёртый электрон внешнего слоя каждого атома углерода в графите занимает p-орбиталь, не участвующую в гибридизации.

Негибридные электронные облака атомов углерода ориентированы перпендикулярно плоскости слоя, и перекрываясь друг с другом, образуют делокализованные π -связи. Соседние слои в кристалле графита находятся друг от друга на расстоянии 0,335 нм и слабо связаны между собой, в основном силами Ван-дер-Ваальса. Поэтому графит имеет низкую механическую прочность и легко расщепляется на чешуйки, которые сами по себе очень прочны. Связь между слоями атомов углерода в графите частично имеет металлический характер. Этим объясняется тот факт, что графит хорошо проводит электрический ток, но все, же не так хорошо, как металлы.



Структура графита

Физические свойства в графите сильно различаются по направлениям – перпендикулярному и параллельному слоям атомов углерода.

При нагревании без доступа воздуха графит не претерпевает никаких изменений до 3700°C. При указанной температуре он возгоняется, не плавясь.

Искусственный графит получают из лучших сортов каменного угля при 3000°C в электрических печах без доступа воздуха.

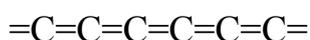
Графит термодинамически устойчив в широком интервале температур и давлений, поэтому он принимается в качестве стандартного состояния углерода. Плотность графита составляет 2,265 г/см³.

3. Карбин – мелкокристаллический порошок чёрного цвета. В его кристаллической структуре атомы углерода соединены чередующимися одинарными и тройными связями в линейные цепочки:



Это вещество впервые получено В.В. Коршаком, А.М. Сладковым, В.И. Касаточкиным, Ю.П. Кудрявцевым в начале 60-х годов XX века.

Впоследствии было показано, что карбин может существовать в разных формах и содержит как полиацетиленовые, так и поликумуленовые цепочки, в которых углеродные атомы связаны двойными связями:



Позднее карбин был найден в природе – в метеоритном веществе.

Карбин обладает полупроводниковыми свойствами, под действием света его проводимость сильно увеличивается. За счёт существования разных типов связи и разных способов укладки цепей из углеродных атомов в кристаллической решетке физические свойства карбина могут меняться в широких пределах. При нагревании без доступа воздуха выше 2000°C карбин устойчив, при температурах около 2300°C наблюдается его переход в графит.

Природный углерод состоит из двух изотопов ^{12}C (98,892%) и ^{13}C (1,108%). Кроме того, в атмосфере обнаружены незначительные примеси радиоактивного изотопа ^{14}C , который получают искусственным путём.

Раньше считали, что древесный уголь, сажа и кокс близки по составу чистому углероду и отличающиеся по свойствам от алмаза и графита, представляют самостоятельную аллотропную модификацию углерода («аморфный углерод»). Однако было установлено, что эти вещества состоят из мельчайших кристаллических частиц, в которых атомы углерода связаны так же, как в графите.

4. Уголь – тонко измельчённый графит. Образуется при термическом разложении углеродсодержащих соединений без доступа воздуха. Угли существенно различаются по свойствам в зависимости от вещества, из которого они получены и способа получения. Они всегда содержат примеси, влияющие на их свойства. Наиболее важные сорта угля – кокс, древесный уголь, сажа.

Кокс получается при нагревании каменного угля без доступа воздуха.

Древесный уголь образуется при нагревании дерева без доступа воздуха.

Сажа – очень мелкий графитовый кристаллический порошок. Образуется при сжигании углеводородов (природного газа, ацетилена, скипидара и др.) при ограниченном доступе воздуха.

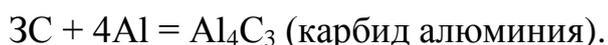
Активные угли — пористые промышленные адсорбенты, состоящие в основном из углерода. Адсорбцией называют поглощение поверхностью твёрдых веществ газов и растворённых веществ. Активные угли получают из

твердого топлива (торфа, бурого и каменного угля, антрацита), дерева и продуктов его переработки (древесного угля, опилок, отходов бумажного производства), отходов кожевенной промышленности, материалов животного происхождения, например костей. Угли, отличающиеся высокой механической прочностью, производят из скорлупы кокосовых и других орехов, из косточек плодов. Структура углей представлена порами всех размеров, однако адсорбционная ёмкость и скорость адсорбции определяются содержанием микропор в единице массы или объёма гранул. При производстве активного угля вначале исходный материал подвергают термической обработке без доступа воздуха, в результате которой из него удаляется влага и частично смолы. При этом образуется крупнопористая структура угля. Для получения микропористой структуры активацию производят либо окислением газом или паром, либо обработкой химическими реагентами.

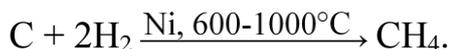
1.3. Химические свойства углерода

При обычных температурах алмаз, графит, уголь химически инертны, но при высоких температурах активность их увеличивается. Как и следует из строения основных форм углерода, уголь вступает в реакции легче, чем графит и тем более алмаз. Графит не только более реакционноспособен, чем алмаз, но и, реагируя с некоторыми веществами, может образовывать такие продукты, каких не образует алмаз.

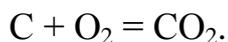
1. В качестве окислителя углерод реагирует с некоторыми металлами при высоких температурах, образуя карбиды:



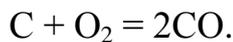
2. С водородом уголь и графит образуют углеводороды. Простейший представитель – метан CH_4 – может быть получен в присутствии катализатора Ni при высокой температуре (600-1000°C):



3. При взаимодействии с кислородом углерод проявляет восстановительные свойства. При полном сгорании углерода любой аллотропной модификации образуется оксид углерода (IV):

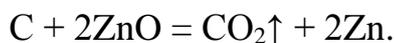
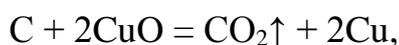


При неполном сгорании образуется оксид углерода (II) CO:



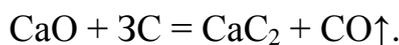
Обе реакции экзотермичны.

4. Особенно ярко восстановительные свойства угля проявляются при взаимодействии с оксидами металлов (цинка, меди, свинца и др.), например:

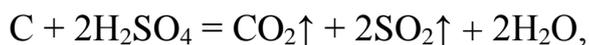


На этих реакциях основан важнейший процесс металлургии – выплавка металлов из руд.

В иных случаях, например при взаимодействии с оксидом кальция, образуются карбиды:



5. Уголь окисляется горячими концентрированными серной и азотной кислотами:



конц.



конц.

Любые формы углерода устойчивы по отношению к щелочам!

1.4. Применение углерода

Алмазы используются для обработки различных твердых материалов, для резки, шлифования, сверления и гравировки стекла, для бурения горных пород. Алмазы после шлифования и огранки превращаются в бриллианты, используемые в качестве украшений.

Графит – ценнейший материал для современной промышленности. Из графита изготавливают литейные формы, плавильные тигли и другие огнеупорные изделия. Благодаря высокой химической устойчивости графит применяется для изготовления труб и аппаратов, выложенных изнутри графитовыми плитами. Значительные количества графита используют в электротехнической промышленности, например при изготовлении электродов. Графит используется для изготовления карандашей и некоторых красок, в качестве смазочного материала. Очень чистый графит используют в ядерных реакторах для замедления нейтронов.

Линейный полимер углерода – карбин – привлекает внимание учёных как перспективный материал для изготовления полупроводников, которые могут работать при высоких температурах, и сверхпрочных волокон.

Древесный уголь используется в металлургической промышленности, в кузнечном деле.

Кокс применяется в качестве восстановителя при выплавке металлов из руд.

Сажа применяется в качестве наполнителя резин для повышения прочности, поэтому автомобильные шины – чёрного цвета. Используют сажу и как компонент печатных красок, туши, крема для обуви.

Активные угли используются для очистки, извлечения и разделения различных веществ. Активные угли применяются в качестве наполнителей противоголозов и как сорбирующее средство в медицине.

Краткая характеристика.

Углерод – основа органических, биоорганических соединений и многих полимеров.

Большинство соединений углерода относятся к органическим веществам, но в этой работе мы уделим внимание, так называемым, неорганическим соединениям углерода. К ним относятся – простые вещества

(природные графит, алмаз и синтетически полученный карбин), оксиды углерода, угольная кислота и ряд солей, образованных уксусной кислотой.

Относительная атомная масса углерода – 12,01, плотность (графита)- 2,27 г/см³ ,

температура плавления $t_{пл} = 3370 \text{ }^{\circ}\text{C}$ (сгорает), температура кипения $t_{кип} = 4200 \text{ }^{\circ}\text{C}$.

2. Особенности строения атомов углерода.

Разнообразие и многочисленность соединений углерода объясняется строением его атома. В атоме углерода на его внешних четырех атомных орбиталях имеется четыре электрона. И все четыре атомные орбитали принимают участие в образовании химических связей.

В частности графит и алмаз – аллотропные модификации с атомными кристаллическими решетками, которые различны по своей структуре. Отсюда различия физических и химических свойств.

В алмазе каждый атом углерода связан с четырьмя другими атомами. В пространстве эти атомы располагаются в центре и углах тетраэдров, соединенных своими вершинами. Это очень симметричная и прочная решетка.

Известно, что алмаз – самое твердое вещество в природе.

В графите соединены между собой три атома, лежащие в одной плоскости. Следовательно, образование этих связей происходит с участием трех атомных орбиталей с тремя электронами. Каждый атом соединен с тремя другими, лежащими в той же плоскости. На образование этих связей затрачивается по три АО с тремя электронами. Четвертая орбиталь с одним электроном располагается перпендикулярно плоскости. Эти оставшиеся атомные орбитали всей сетки перекрываются между собой, образуя зону

молекулярных орбиталей. Эта зона занята наполовину, что обеспечивает графиту, в отличие от алмаза, хорошую металлическую электропроводность.

Физические свойства.

Здесь в первую очередь, конечно, следует отметить высокую прочность простых соединений углерода.

Энергия связи между атомами углерода в простых и сложных веществах, в том числе и в алмазе, и в графите очень велика. О твердости алмаза уже говорили. Прочна связь между атомами и в графитовой сетке.

Например, прочность графита на разрыв волокна значительно превышает прочность железа и технической стали.

Тугоплавкость – еще одно уникальное свойство графита, т.к. температура плавления графита $t_{пл}$ выше $3500^{\circ}C$. В природе графит – самое тугоплавкое простое вещество.

Большая электрическая проводимость графита объясняется отсутствием на его поверхности каких-либо продуктов взаимодействия с окружающей средой, таких как оксиды на металлах.

Кроме того графит обладает способностью оказывать смазывающее действие на трущиеся поверхности. Объясняется это тем, что в кристалле графита атомы углерода прочно связаны между собой в плоских сетках, а связь между сетками слабая и имеет межмолекулярную природу (как в веществах с молекулярными решетками). Вследствие чего уже небольшие механические усилия вызывают смещение сеток относительно друг друга. Это обуславливает действие графита, как смазки.

4. Химические свойства углерода и его соединений.

Одно из главных химических свойств углерода – это сильные восстановительные свойства. Только при сравнительно низких температурах, углерод химически инертен.

Рассмотрим подробнее химические свойства углерода:

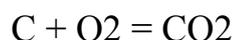
- горение в кислороде $C+O_2=CO_2+Q$;
- взаимодействие с оксидом углерода $C+CO_2=2CO$;
- восстановление металлов из оксидов $3C+Fe_2O_3=3CO_2+4Fe$.

4.1. Оксид углерода.

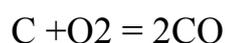
Оксид углерода является продуктом полного сгорания углерода и содержащих его веществ.

В соединениях с кислородом углерод, в зависимости от условий, проявляет валентности +2 и +4.

При температуре обычного пламени при горении углеродосодержащих веществ (дрова, уголь, природный газ метан, спирт и др.) протекает реакция:



Если же создать условия для повышения температуры, к примеру, уменьшить теплоотвод (внутри толстого слоя горящего угля, в том числе в доменной печи), то протекают реакции:



Так же образуется в случаях:

- окисления биохимических процессов, дыхания, гниения,

- сгорания метана



- взаимодействия кислот с карбонатами



- термического разложения карбонатов и гидрокарбонатов:



Оксид углерода – тяжелее воздуха, это газ без запаха, цвета и вкуса.

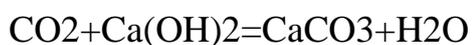
1. При растворении взаимодействует с водой, образуя угольную кислоту:



2. Реагирует с основными оксидами:



3. Реагирует с основаниями:



4.2. Угольная кислота.

Слабая двухосновная кислота, которая образуется при растворении оксида углерода CO_2 в воде.

Угольная кислота дает два ряда солей:

- водорастворимые гидрокарбонаты (NaHCO_3 – питьевая сода, Na_2CO_3 – сода, K_2CO_3 – поташ),

- нерастворимые (MgCO_3 , CaCO_3).

Реакции образования гидрокарбонатов и карбонатов:



Соли угольной кислоты подвергаются гидролизу.

Угольная кислота вытесняется из солей более сильными кислотами:



5. Применение углерода и его соединений.

В промышленности углерод (графит) часто используется в качестве смазки.

Кроме того на основе графита изготавливают так называемые композиционные материалы, в частности углепластики, в которых волокна графита находятся на матрице из эпоксидной смолы.

Коррозионная стойкость графита используется в судостроении.

Эти композиционные материалы широко применяются в авиационной и космической технике. Ведь помимо прочности они легкие. Достаточно сравнить плотность

графита, $\rho = 2,3 \text{ г/см}^3$, с плотностью “легкого” алюминия, $\rho = 2,7 \text{ г/см}^3$, и тем более

железа, $\rho = 7,9 \text{ г/см}^3$, чтобы убедиться в ценности этого свойства.

И, конечно, всем известно, что алмазы используются в ювелирной промышленности для изготовления всевозможных украшений, а так же широко применяются в различных отраслях промышленности, где используется их свойство высокой прочности.

Углерод образует два оксида – оксид углерода (II) CO и оксид углерода (IV) CO₂.

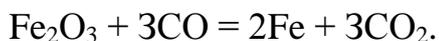
Оксид углерода (II) CO – бесцветный, не имеющий запаха газ, малорастворимый в воде. Его называют угарным газом, так как он очень ядовит. Попадая при дыхании в кровь, быстро соединяется с гемоглобином, образуя прочное соединение карбоксигемоглобин, лишая тем самым возможности гемоглобин переносить кислород.

При вдыхании воздуха, содержащего 0,1% CO, человек может внезапно потерять сознание и умереть. Угарный газ образуется при неполном сгорании топлива, вот почему так опасно преждевременное закрывание дымоходов.

Оксид углерода (II) относят, как вы уже знаете, к несолеобразующим оксидам, так как, будучи оксидом неметалла, он должен реагировать со щелочами и основными оксидами с образованием соли и воды, однако этого не наблюдается.



Оксид углерода (II) способен отнимать кислород у оксидов металлов, т.е. восстанавливать металлы из их оксидов.



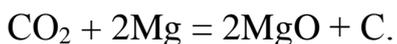
Именно это свойство оксида углерода (II) используют в металлургии при выплавке чугуна.

Оксид углерода (IV) CO₂ – широко известный под названием углекислый газ – бесцветный, не имеющий запаха газ. Он примерно в полтора раза тяжелее воздуха. При обычных условиях в 1 объеме воды растворяется 1 объем углекислого газа.

При давлении примерно 60 атм углекислый газ превращается в бесцветную жидкость. При испарении жидкого углекислого газа часть его превращается в твердую снегообразную массу, которую в промышленности прессуют, – это известный вам «сухой лед», который применяют для хранения пищевых продуктов. Вы уже знаете, что твердый углекислый газ имеет молекулярную решетку, способен к возгонке.

Углекислый газ CO_2 – это типичный кислотный оксид: взаимодействует со щелочами (например, вызывает помутнение известковой воды), с основными оксидами и водой.

Он не горит и не поддерживает горения и потому применяется для тушения пожаров. Однако магний продолжает гореть в углекислом газе с образованием оксида и выделением углерода в виде сажи.



Углекислый газ получают, действуя на соли угольной кислоты – карбонаты растворами соляной, азотной и даже уксусной кислот. В лаборатории углекислый газ получают при действии на мел или мрамор соляной кислоты.



В промышленности углекислый газ получают обжигом известняка:



Углекислый газ, кроме уже названной области применения, используют также для изготовления шипучих напитков и для получения соды.

При растворении оксида углерода (IV) в воде образуется угольная кислота H_2CO_3 , которая очень нестойкая и легко разлагается на исходные компоненты – углекислый газ и воду.

Как двухосновная кислота, угольная кислота образует два ряда солей: средние — карбонаты, например CaCO_3 , и кислые — гидрокарбонаты, например $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$. Из карбонатов в воде растворимы только соли калия, натрия и аммония. Кислые соли, как правило, растворимы в воде.

При избытке углекислого газа в присутствии воды карбонаты могут превращаться в гидрокарбонаты. Так, если через известковую воду пропускать углекислый газ, то она сначала помутнеет из-за выпавшего в осадок нерастворимого в воде карбоната кальция, однако при дальнейшем пропускании углекислого газа помутнение исчезает в результате образования растворимого гидрокарбоната кальция:



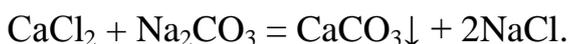
Именно наличием этой соли и объясняется временная жесткость воды. Почему временная? Потому, что при нагревании растворимый гидрокарбонат кальция снова превращается в нерастворимый карбонат:



Эта реакция приводит к образованию накипи на стенках котлов, труб парового отопления и домашних чайников, а в природе в результате этой реакции формируются в пещерах свисающие вниз причудливые сталактиты, навстречу которым снизу вырастают сталагмиты.

Другие соли кальция и магния, в частности хлориды и сульфаты, придают воде постоянную жесткость. Кипячением постоянную жесткость воды устранить нельзя. Приходится использовать другой карбонат – соду.

Na_2CO_3 , которая переводит эти ионы Ca^{2+} в осадок, например:



Соду можно использовать и для устранения временной жесткости воды.

Карбонаты и гидрокарбонаты можно обнаружить с помощью растворов кислот: при действии на них кислот наблюдается характерное «вскипание» из-за выделяющегося углекислого газа.

Эта реакция является качественной реакцией на соли угольной кислоты.

Заключение

Вся земная жизнь основана на углероде. Каждая молекула живого организма построена на основе углеродного скелета. Атомы углерода постоянно мигрируют из одной части биосферы (узкой оболочки Земли, где существует жизнь) в другую. На примере круговорота углерода в природе можно проследить в динамике картину жизни на нашей планете.

Основные запасы углерода на Земле находятся в виде содержащегося в атмосфере и растворенного в Мировом океане диоксида углерода, то есть углекислого газа (CO_2). Рассмотрим сначала молекулы углекислого газа, находящиеся в атмосфере. Растения поглощают эти молекулы, затем в процессе фотосинтеза атом углерода превращается в разнообразные органические соединения и таким образом включается в структуру растений. Далее возможно несколько вариантов:

1. Углерод может оставаться в растениях, пока растения не погибнут. Тогда их молекулы пойдут в пищу редуцентам (организмам, которые питаются мертвым органическим веществом и при этом разрушают его до простых неорганических соединений), таким как грибы и термиты. В конце концов углерод вернется в атмосферу в качестве CO_2 ;

2. Растения могут быть съедены травоядными животными. В этом случае углерод либо вернется в атмосферу (в процессе дыхания животных и при их разложении после смерти), либо травоядные животные будут съедены плотоядными (и тогда углерод опять же вернется в атмосферу теми же путями);

3. растения могут погибнуть и оказаться под землей. Тогда в конечном итоге они превратятся в ископаемое топливо – например, в уголь.

В случае же растворения исходной молекулы CO_2 в морской воде также возможно несколько вариантов:

✓ углекислый газ может просто вернуться в атмосферу (этот вид взаимного газообмена между Мировым океаном и атмосферой происходит постоянно);

✓ углерод может войти в ткани морских растений или животных. Тогда он будет постепенно накапливаться в виде отложений на дне Мирового океана и в конце концов превратится в известняк или из отложений вновь перейдет в морскую воду.

Если углерод вошел в состав осадочных отложений или ископаемого топлива, он изымается из атмосферы. На протяжении существования Земли изъятый таким образом углерод замещался углекислым газом, попадавшим в атмосферу при вулканических извержениях и других геотермальных процессах. В современных условиях к этим природным факторам добавляются также выбросы при сжигании человеком ископаемого топлива. В связи с влиянием CO_2 на парниковый эффект исследование круговорота углерода стало важной задачей для ученых, занимающихся изучением атмосферы.

Составной частью этих поисков является установление количества CO_2 , находящегося в тканях растений (например, в только что посаженном лесу) – ученые называют это стоком углерода. Поскольку правительства разных стран пытаются достичь международного соглашения по ограничению выбросов CO_2 , вопрос сбалансированного соотношения стоков и выбросов углерода в отдельных государствах стал главным яблоком раздора для промышленных стран. Однако ученые сомневаются, что накопление углекислого газа в атмосфере можно остановить одними лесопосадками.

Углерод постоянно циркулирует в земной биосфере по замкнутым взаимосвязанным путям. В настоящее время к природным процессам добавляются последствия сжигания ископаемого топлива.

Литература:

1. Ахметов Н.С. Химия 9 класс: учеб. для общеобразоват. учеб. заведений. – 2-е изд. – М.: Просвещение, 1999. – 175 с.: ил.
2. Габриелян О.С. Химия 9 класс: учеб. для общеобразоват. учеб. заведений. – 4-е изд. – М.: Дрофа, 2001. – 224 с.: ил.
3. Габриелян О.С. Химия 8-9 классы: метод. пособие. – 4-е изд. – М.: Дрофа, 2001. – 128 с.
4. Ерошин Д.П., Шишкин Е.А. Методика решения задач по химии: учеб. пособие. – М.: Просвещение, 1989. – 176 с.: ил.
5. Кременчугская М. Химия: Справочник школьника. – М.: Филол. общ-во «СЛОВО»: ООО «Изд-во АСТ», 2001. – 478 с.
6. Крицман В.А. Книга для чтения по неорганической химии. – М.: Просвещение, 1986. – 273 с.