Соединения углерода с кислородом: СО и СО2. СО – угарный газ, без запаха, мало растворим в воде. Образуется при взаимодействии углерода с недостатком кислорода:

С + 0,5O2= CO

          Формально CO можно рассматривать как ангидрид муравьиной кислоты, которая легко разлагается в присутствии концентрированной серной кислоты:

HCOOH = H2O + CO

          СО является несолеобразующим оксидом. Для СО наиболее характерны восстановительные свойства. Например, при комнатной температуре он восстанавливает соединения некоторых благородных металлов:

PdCl2+ CO + H2O = Pd + CO2 + 2HCl

          Но в виду прочности связи в молекуле CO восстановительные свойства обычно проявляются при высокой температуре. Это свойство широко используется в металлургической промышленности для восстановления металлов из оксидов при нагревании (температуры изменяются от 300 до 1500 0С):

Fe2O3+ 3CO = 2Fe = 3CO2

         В присутствии катализатора CO окисляется хлором при комнатной температуре с образованием оксодихлорида углерода (фосген):

CO + Cl2= COCl2

         При нагревании окисляется серой с образованием тиооксида углерода:

СO + S = COS,

          который растворяется в воде и медленно с ней реагирует:

COS + 2H2O = H2S + H2CO3

          Диоксид углерода СO2 образуется при нагревании CO с кислородом:

                                       СО + 0,5О2= СО2,     ∆G0= -256,9 кДж

Бесцветный газ, слегка кисловатый на вкус, в 1,5 раза тяжелее воздуха. Очень много СO2образуется при сгорании любых углеродсодержащих веществ в избытке воздуха.

          При комнатной температуре и под давлением около 6000 К переходит в бесцветную жидкость. При ее охлаждении в результате испарения диоксида углерода образуется твердая снегообразная масса (сухой лед) (рисунок 3.1)



Рис.3.1 Сухой лед.

       Орбитали углерода находятся в состоянии sp-гибридизации, поэтому молекулы CO2 имеют линейную конфигурацию: O = C = O.

         В воздухе содержание CO2составляет 0,03% (об.). Образуется при различных процессах окисления органических веществ: при дыхании живых организмов, брожения, горения топлива, горения лесов и т.д.

     Диоксид углерода относится к «парниковым газам». Увеличение количества CO2 в атмосфере может привести к повышению ее температуры. Коротковолновое излучение Солнца нагревает Землю, и, как любое нагретое тело, Земля начинает излучать, но в более длинноволновом диапазоне. Ее излучение способно поглощаться молекулами CO2. В результате часть излучения не попадает в космос, а накапливается в молекулах CO2. Этим объясняется повышение температуры атмосферы, а явление в целом называется «парниковым эффектом».

         Молекулы CO2 неполярны, поэтому плохо растворяются в воде – при 25 0С растворимость составляет 0,03 моль/л. При растворении CO2 в воде часть молекул взаимодействует с ней, образуя угольную кислоту: H2CO3. Молекулы угольной кислоты существуют только в растворе и не выделены в виде индивидуального вещества. Угольная кислота – слабый электролит.  Кдис1 = 4∙10-7, Кдис2 = 4∙10-11.

         Cоли угольной кислоты – карбонаты, мало растворимы в воде, хорошо растворимы только соли щелочных металлов и аммония. Симметричный карбонат-ион CO32-представляет собой плоский треугольник (sp2 – гибридизация атомных орбиталей углерода), устойчив к окислительно-восстановительным превращениям в щелочных средах и в виде твердых солей. При нагревании твердые карбонаты сравнительно легко разлагаются, температура разложения тем выше, чем более электроноположителен металл, образующий катион.

          Температуры разложения растут в ряду:

MgCO3(230 0С) ˂ MnCO3˂  FeCO3˂ CaCO3˂  SrCO3˂ BaCO3 (1300 0С)

     Для щелочных металлов и аммония известны кислые соли – гидрокарбонаты, которые имеют более высокую растворимость, чем средние карбонаты. Большое практическое значение имеют Na2CO3 – сода и NaHCO3 – питьевая сода. Получить соды угольной кислоты можно пропусканием диоксида углерода через раствор щелочи:

CO2+ 2NaOH = Na2CO3+ H2O

          В избытке углекислого газа карбонаты переходят в гидрокарбонаты:

Na2CO3+ CO2+ H2O ↔ 2NaHCO3

         В водных растворах карбонат- и гидрокарбонат-ионы подвергаются гидролизу:

CO32-+ H2O ↔ HCO3-+ OH-

HCO3-+ H2O ↔ H2CO3+ OH-

          Действие карбоната натрия или калия на растворы солей, содержащих гидролизующиеся катионы, имеющих заряд «2+» (Be2+, Mg2+, Zn2+, Co2+ и др.), приводят к образованию основных карбонатов, например, (ZnOH)2CO3. В присутствии сильных гидролизующихся катионов (Al3+, Fe3+, Cr3+) протекает реакция взаимного усиления гидролиза солей с выделением осадков гидроксидов:

2AlCl3+ 3Na2CO3+ 3H2O =↓2Al(OH)3+ 3CO2↑ + 6NaCl

          Наличие гидрокарбонатов Ca(HCO3)2 и Mg(HCO3)2 объясняет жесткость природной воды. При нагревании растворов гидрокарбонатов они разлагаются на средний карбонат, диоксид углерода и воду:

Ca(HCO3)2= СaCO3↓ + CO2+ H2O,

таким образом устраняя временную жесткость воды.

         Малорастворимые соли карбонатов магния и кальция оседают на стенках котлов. Это может привести к авариям. Поэтому для устранения жесткости воды ее обрабатывают оксидом кальция CaO, который при взаимодействии с водой образует гидроксид кальция Ca(OH)2, образующий с гидрокарбонатом кальция средний карбонат. Осадок отфильтровывают:

СaO + Ca(HCO3)2= 2СaCO3↓+ H2O

         Другой способ устранения жесткости заключается в пропускании воды через колонки с катионообменными смолами для извлечения из нее ионов кальция и магния.

         Соли угольной кислоты и продукты их реакции играют важную роль в кругообороте углерода в природе, а также находят широкое практическое применение. В технике и быту различают кристаллическую соду – Na2CO3∙10H2O, кальцинированную соду – Na2CO3и пищевую соду – NaHCO3.Питьевая сода широко применяется в промышленности и в медицине. Na2CO3является сырьем в стекольной, бумажной промышленности, текстильном производстве. Карбонат кальция СaCO3 – природный минерал (мрамор, мел, туф и др.) с давних времен применяется как строительный материал, а также в качестве связующего компонента в конструкциях (рисунок 3.2).



Рис.3.2 СaCO3

 NH4HCO3 – гидрокарбонат аммония – пекарский порошок, используют в хлебопечении как разрыхлитель теста. Кроме солей угольной кислоты практическое значение имеют амиды угольной кислоты: мочевина – (NH2)2CO:



и карбаминовая кислота – CO(NH2)OH:



         В неорганической химии мочевина используется как лиганд, а в сельском хозяйстве – как высокоэффективное азотное удобрение. Карбаминовая кислота и карбомат-ион могут также могут выступать как комплектующие реагенты за счет неподеленных электронных пар на атомах азота и кислорода.

         В аналитической химии для осаждения катионов щелочноземельных металлов Ca2+, Sr2+, Ba2+ применяют раствор карбоната аммония (NH2)2CO3.