

## УГЛЕРОД И КРЕМНИЙ. ХИМИЯ ИХ ВАЖНЕЙШИХ СОЕДИНЕНИЙ

*p*-Элементы IV группы Периодической системы, их общая характеристика, общая электронная формула, характер изменения радиусов атомов, величин энергий ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности, окислительно-восстановительных свойств в зависимости от изменения заряда ядер их атомов. Возможные степени окисления. Общая формула высших оксидов, их кислотный характер. Общая формула летучих водородных соединений,, их устойчивость. Распространенность *p*-элементов IV группы в природе, их применение, медико-биологическое значение, использование в медицине.

Углерод, строение атома, распределение электронов на внешнем электронном уровне в стационарном и в возбужденном состояниях.  $sp$ -,  $sp^2$ - и  $sp^3$ -гибридные состояния атома углерода. Способность атома углерода образовывать цепи неограниченной длины из атомов углерода (неразветвленные и разветвленные) и циклы, которые могут включать гетероатомы. Аллотропия углерода. Химические свойства углерода: а) взаимодействие с простыми веществами: водородом, галогенами, кислородом, серой, фосфором и металлами; б) взаимодействие с кислотами окислителями (азотной и концентрированной серной), отношение к щелочам, реакция с водой. Карбиды кальция и алюминия, их получение, взаимодействие карбидов с водой и кислотами.

Оксиды углерода (II) и (IV), их получение (окисление углерода при его избытке, окисление углерода в избытке кислорода, термическое разложение карбонатов и гидрокарбонатов, брожение глюкозы, действие кислот на карбонаты и гидрокарбонаты). Химические свойства оксида углерода (II): взаимодействие с кислородом, хлором, с оксидами металлов и с водородом. Действие угарного газа (CO) на организм. Химические свойства оксида углерода (IV): взаимодействие при нагревании с магнием, углеродом, водой, растворами щелочей, растворами аммиака. Качественная реакция на оксид углерода (IV) с известковой водой, условия ее проведения. Применение оксида углерода(IV).

Угольная кислота, ее графическая формула. Диссоциация угольной кислоты, образование кислых и средних солей. Термическое разложение карбонатов и гидрокарбонатов. Гидролиз карбонатов и гидрокарбонатов. Использование карбонатов в медицине.

Кремний, строение атома, распределение электронов по орбиталям в стационарном и в возбужденном состояниях. Энергия связи кремний – кремний в сравнении с энергией связи углерод – углерод: неспособность кремния образовывать длинные цепи из атомов кремния. Величина энергии связи кремний – кислород как причина существования длинных цепей из этих атомов (силикаты). Физические свойства кремния. Получение кремния: взаимодействием углерода, магния и алюминия при высоких температурах с оксидом кремния (IV); получение особо чистого кремния разложением силана при нагревании и действием цинка на хлорид кремния (IV). Химические свойства кремния: а) окислительные – взаимодействие с расплавами некоторых металлов; б) восстановительные – взаимодействие кремния с галогенами, кислородом, с водными растворами щелочей, с водой при высоких температурах и взаимодействие с плавиковой кислотой. Силициды, их взаимодействие с кислотами. Силан, гидролиз силана, самовоспламенение силана на воздухе. Галогениды и сульфиды кремния, их гидролиз. Применение кремния и его соединений, использование их в медицине.

Оксид кремния (IV), его физические свойства. Химические свойства оксида кремния (IV): кислотный характер оксида (взаимодействие с растворами щелочей и с основными оксидами при нагревании), взаимодействие с фтористоводородной кислотой, процессы вытеснения из солей оксидом кремния более летучих оксидов.

Кремниевые кислоты, их соли. Разложение кремниевой кислоты при нагревании, вытеснение кремниевой кислоты из растворов её солей угольной кислотой. Получение силикатов сплавлением оксида кремния (IV) со щелочами и карбонатами. Получение и применение силикатов натрия и калия (жидкое стекло). Силикаты в природе. Стекло, его получение.

## ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА p- ЭЛЕМЕНТОВ IV ПОДГРУППЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

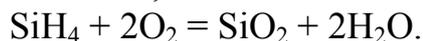
Углерод, кремний, германий, олово и свинец являются p-элементами IV группы Периодической системы Д.И. Менделеева. Все они имеют на внешнем уровне четыре электрона, общая электронная формула этих элементов  $ns^2np^2$ , т.е. атом в основном состоянии имеет два неспаренных электрона. В возбужденном состоянии распределение электронов будет следующим:  $ns^1np^3$  ( атом имеет четыре неспаренных электрона ). Характерные степени окисления этих элементов: - 4, + 2 и + 4. При переходе от углерода к свинцу устойчивость соединений, соответствующих степеням окисления - 4 и + 4, уменьшается, а устойчивость соединений, соответствующих степени окисления + 2, возрастает.

У элементов данной подгруппы, как и у элементов других подгрупп, с ростом заряда ядра атома (при переходе от углерода к свинцу) увеличиваются радиусы атомов, уменьшаются энергии ионизации, энергии сродства к электрону и электроотрицательность. Следствием этого является ослабление способности элементов, при переходе от углерода к свинцу, присоединять электроны, а способность отдавать их усиливается, поэтому металлический характер простых веществ усиливается от углерода к свинцу. Действительно, первые потенциалы ионизации для углерода и свинца равны соответственно 11.3 и 7.42 эВ, а сродство к электрону для этих элементов равно соответственно 1.27 и 1.03 эВ. По **физическим** свойствам простых веществ углерод в форме алмаза – диэлектрик, в форме графита – проводник, кремний и германий – полупроводники, а олово и свинец – проводники (типичные металлы). По **химическим** свойствам углерод и кремний – неметаллы, олово и свинец – металлы.

Гидроксиды углерода и кремния в степени окисления (+4) отвечают кислотам, а гидроксиды германия (+ 4), олова (+ 4) и свинца (+4) – амфотерные соединения, правда, кислотные свойства у них выражены сильнее, чем у гидроксидов p-элементов III группы Периодической системы. Для германия, олова и свинца известны гидроксиды со степенью окисления этих элементов (+ 2), они также амфотерны, но основные свойства этих гидроксидов чуть выше, чем у гидроксидов этих элементов со степенью окисления (+ 4).

Устойчивость водородных соединений p-элементов данной группы понижается при переходе от углерода к свинцу. Для всех этих элементов известны соединения типа  $ЭН_4$ . Это – газы, устойчивость этих соединений уменьшается при переходе от  $СН_4$  к  $PbH_4$ , а восстановительная способность увеличивается. Так, например, в отличие

от химически инертного метана, силан самовоспламеняется на воздухе:



Характерной особенностью р-элементов данной группы является их способность образовывать цепи из одинаковых атомов (- Э – Э – Э – Э -). Склонность образовывать такие цепи убывает в ряду: С » Si » Ge ≈ Sn » Pb. Объясняется это тем, что прочность связи Э – Э убывает в этом же направлении. Энергия связи С–С равна 347.5 кДж/моль, а энергия связи Si – Si равна 175.9 кДж/моль.

## УГЛЕРОД И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

Элемент *углерод* (символ С) известен с древнейших времен; он признан химическим элементом в 1775 г. (Лавуазье, Франция). Углерод – тринадцатый элемент по распространенности на Земле. Он встречается как в свободном виде (алмаз, графит), так и в связанном (карбонаты, уголь, нефть, природный газ, углекислый газ и т.д.). Углерод – жизненно важный элемент, он входит в состав ДНК, мышечная ткань содержит 67%, а костная 36% углерода. Ежедневный прием с пищей углерода составляет 300 г. Содержание углерода в организме человека равно 16 кг (при массе тела 70 кг). Сам углерод не токсичен, токсичность углерода проявляется в его соединениях: СО и CN<sup>-</sup> (цианиды).

Углерод занимает центральное положение во втором периоде Периодической системы Д.И. Менделеева. Можно сказать, на атом углерода, находящийся в четвертой группе главной подгруппы, приходится баланс окислительно-восстановительных свойств. Углерод – не сильный восстановитель и не сильный окислитель. Углерод не взаимодействует при комнатной температуре с щелочными металлами, с водородом, с кислородом, пероксидом водорода и другими окислителями. Окислительно-восстановительные свойства углерод проявляет только при повышенных температурах: это реакции горения, образование карбидов металлов, взаимодействие с хлором, серой и т.д. Во всех получаемых соединениях химические связи являются ковалентными и малополярными.

В нормальном (нижнем) энергетическом состоянии электронная конфигурация атома углерода  $1s^2 2s^2 2p^2$ , на внешнем уровне – четыре электрона, два неспарены и два спарены, есть еще свободная орбиталь ( $2p_z$  – орбиталь). Считается, что атом углерода ни в одном соединении не

выступает в основном состоянии. При химических реакциях атом углерода возбуждается, происходит распаривание электронной пары на 2s-подуровне и один из электронов переходит на 2p-подуровень ( $2s^1 2p^3$ ). Процесс возбуждения изменяет электронную конфигурацию атома углерода, образующийся возбуждённый атом  $C^*$  имеет четыре неспаренных электрона:  $s^1, p_x^1, p_y^1, p_z^1$ . Во всех химических реакциях атом углерода образует **четыре** химические связи. Выигрыш энергии при образовании этих связей составляет значительную величину. Например, реакция взаимодействия углерода с водородом сопровождается выделением тепловой энергии:  $C_{(г)} + 2H_2 = CH_4$ ,  $\Delta H = -76$  кДж/моль.

*Уникальность атома углерода заключается в том, что он в возбужденном состоянии имеет четыре неспаренных электрона, которые занимают четыре валентные орбитали, т.е. его внешний энергетический уровень заполнен наполовину. Это одна из основных причин устойчивости связей C—C. Энергетическая недоступность вакантных атомных орбиталей последующих за вторым уровнем исключает образование химических связей по донорно-акцепторному механизму в любом валентном состоянии углерода, поэтому атом углерода может образовывать только четыре ковалентные  $\sigma$  – и  $\pi$  – связи.*

В атоме углерода имеются четыре валентных электрона, поэтому при объединении атомов углерода каждый из них может образовывать четыре, три или две  $\sigma$ -связи. Таким образом, координационное число атома углерода в простых веществах может быть равно 4, 3 и 2, что соответствует трем валентным состояниям:  $sp^3$ - ,  $sp^2$ - и  $sp$ -гибридизации. Устойчивость  $p_\pi - p_\pi$  – связей также повышает стабильность гибридных состояний атома углерода. Все эти факторы позволяют объяснить существование для углерода нескольких аллотропных модификаций. Рассмотрим их.

**Алмаз** (от греч. adamas – несокрушимый) – кристаллическое вещество, имеет наибольшую твердость среди всех природных веществ (твердость по шкале Мооса 10), шлифуется только собственным порошком. Каждый атом углерода в алмазе связан с четырьмя соседними атомами ковалентными связями. Это обуславливает исключительную твердость алмаза. Кристаллы алмаза могут быть бесцветными или окрашенными (в желтый, коричневый, розовато-лиловый, зеленый, голубой, синий и черный цвета). Для кристаллов характерны сильный блеск, высокий показатель преломления. Алмаз – кристаллическая метастабильная модификация углерода, которая может существовать неограниченно долго. Алмаз практически не проводит электрический ток, плохо проводит тепло. Нагретый на воздухе до температуры выше  $800^\circ C$ , он сгорает, образуя  $CO_2$ .

Прозрачные алмазы при огранке красиво блестят. Из таких алмазов делают бриллианты. Алмаз – самый дорогой из драгоценных камней. Массу алмазов выражают в каратах (1 карат = 0.2 г). В природе алмазы встречаются в виде монокристаллов и поликристаллов, наиболее крупные алмазы достигают 200 и более карат. Самый большой из найденных в природе алмазов имел массу 600 г.

Алмазы применяют для изготовления режущих инструментов, используют в точных измерительных приборах как опору для подшипников и т.д.

**Графит** – непрозрачное вещество серого цвета, обладает металлическим блеском. В кристаллической решетке графита атомы углерода расположены слоями, состоящими из шестичленных колец. В них каждый атом углерода связан прочными ковалентными связями с тремя соседними атомами ( $sp^2$ -гибридизация атома углерода). За счет четвертого валентного электрона каждого слоя возникает металлическая связь. Этим объясняется металлический блеск и довольно хорошая электрическая проводимость и теплопроводность графита. Из графита изготавливают электроды для электрохимических и электрометаллургических процессов.

Между слоями в графите действуют межмолекулярные силы, поэтому он легко расслаивается на чешуйки при небольшом нажатии, трении. Вот почему из графита делают грифели для карандашей, используют в качестве незамерзающей смазки и т.п.

Графит имеет малую плотность ( $2.2 \text{ г/см}^3$ ), самую высокую температуру плавления ( $3800^\circ\text{C}$ ). Природный графит встречается редко; в технике широко применяют искусственный графит.

Разновидностями графита следует считать также **сажу** и **древесный уголь**. Рентгеноструктурный анализ показал, что эти вещества состоят из мельчайших беспорядочно расположенных частиц графита. Сажа образуется при неполном сгорании соединений углерода; в технике ее получают из ацетилена или из нафталина. Применяют сажу в качестве наполнителя для резин (сажа составляет приблизительно одну треть массы автомобильной покрышки), входит сажа в состав крема для обуви, красок для печати, туши и т.д.

Высокодисперсный углерод обладает значительной адсорбционной способностью. Широко применяется в качестве адсорбента активный уголь. Его получают обработкой древесного угля перегретым водяным паром. При этом удаляются все смолистые вещества, заполняющие поры угля, повторяющие капиллярное строение древесины. Чем больше площадь поверхности адсорбента, тем он эффективней. 1 г угля имеет поверхность  $800 \text{ м}^2$ , поэтому обладает очень высокой адсорбционной способностью. Адсорбенты применяют для

очистки различных веществ, для удаления из них примесей, как наполнитель в противогазах, как сорбирующее средство в медицине.

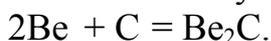
**Карбин** был открыт в СССР, а затем обнаружен в природе. Кристаллическая решетка карбина построена из линейных углеродных цепочек. По некоторым свойствам карбин занимает промежуточное положение между алмазом и графитом.

В 1985 году термическим разложением структуры графита в атмосфере гелия на малые фрагменты получены замкнутые молекулярные формы типа  $C_{2k}$  ( $k = 16 - 45$ ), имеющие поверхность сферы или сфероида. Основным элементом структуры таких молекул является правильный шестиугольник, в вершинах которого расположены атомы углерода. При объединении шестиугольников в замкнутую одномерную сетку, часть из них преобразуется в пятиугольники. Наибольшей устойчивостью обладает молекула  $C_{60}$ , которая имеет форму пустотелого футбольного мяча, т.е. „сшита” из 20 шестиугольников и 12 пятиугольников. Ее назвали бакминетерфуллереном, сокращенно бакибол, или футболино, а весь класс молекул – фуллеренами. Свободные футболино слабо притягиваются друг к другу межмолекулярными силами (той же природы, что и между углеродными слоями в кристалле графита). Благодаря этому притяжению, при комнатных температурах футболино кристаллизуется в механически непрочный кристалл желтовато-красного цвета с кубической гранецентрированной решеткой – фуллерит – четвертую аллотропную модификацию углерода. Чистый фуллерит является диэлектриком.

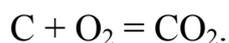
Все аллотропные модификации углерода взаимопревращаемы, не имеют вкуса, запаха, в обычных условиях химически инертны. Например, превращение графит  $\rightarrow$  алмаз – процесс эндотермический, сопровождающийся небольшим уменьшением объема, так как плотность алмаза больше плотности графита, поэтому в соответствии с принципом Ле Шателье для его осуществления требуются высокое давление и высокая температура. Синтез алмазов проводят при давлении порядка нескольких тысяч мПа и температурах около  $2000^{\circ}C$ .

## ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА УГЛЕРОДА

В обычных условиях углерод весьма инертен, но с ростом температуры его химическая активность увеличивается. В соответствии со строением своей электронной оболочки углерод может отдавать и принимать электроны, то есть быть как окислителем, так и восстановителем. В реакциях с металлами углерод – окислитель:

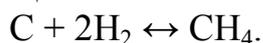


Однако характерны для углерода восстановительные свойства:



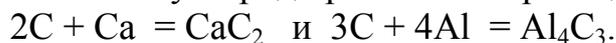
## I. ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ УГЛЕРОДА С ПРОСТЫМИ ВЕЩЕСТВАМИ

1. Графит и аморфный углерод медленно реагируют с водородом при высоких температурах (600 – 1000<sup>0</sup>С) с образованием метана и выделением тепла; применение катализатора позволяет снизить температуру протекания реакции:



В этой реакции углерод проявляет свойства окислителя.

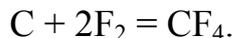
2. Окислительные свойства углерод проявляет в реакциях с металлами:



Эти реакции проходят при высоких температурах.

Восстановительные свойства углерод проявляет в следующих реакциях, которые проходят при повышенных температурах.

3. Галогены непосредственно с углеродом не реагируют. Однако фтор при 900<sup>0</sup>С взаимодействует с графитом и аморфным (мелкодисперсным углеродом):



4. Аморфный углерод окисляется кислородом при нагревании:



Если кислород взят в недостатке, то реакция идет так:

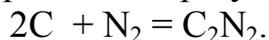


Графит и алмаз загораются только в кислороде, причем алмаз при температуре выше 800<sup>0</sup>С.

5. Взаимодействие углерода с серой идет при нагревании, при этом получают сероуглерод:



6. С азотом углерод при нагревании образует дициан (CN)<sub>2</sub>:



7. При температуре более 2000<sup>0</sup>С углерод взаимодействует с фосфором, образуя C<sub>3</sub>P:

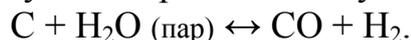


8. Взаимодействие углерода с кремнием протекает при 1300<sup>0</sup>С:  
C + Si = SiC.

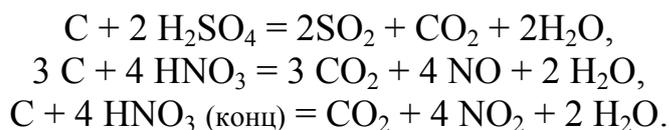
## II. ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ УГЛЕРОДА СО СЛОЖНЫМИ ВЕЩЕСТВАМИ

Рассмотрим взаимодействие углерода со сложными веществами, в которых углерод проявляет свойства восстановителя.

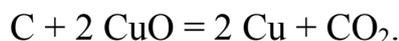
1. При температуре от 800 до 1000<sup>0</sup>С углерод, взаимодействуя с водяным паром, образует водород и оксид углерода (II):



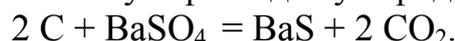
2. Углерод окисляется концентрированными серной и азотной кислотами:



3. Углерод восстанавливает металлы из их оксидов при высоких температурах:



4. Углерод восстанавливает сульфаты до сульфидов:



Разбавленные серная, азотная кислоты и хлороводородная кислота с углеродом не взаимодействуют; не реагирует углерод и со щелочами.

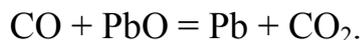
### МОНООКСИД УГЛЕРОДА (CO)

Оксид углерода (II), или монооксид углерода, или угарный газ, – является бесцветным газом, не имеющим запаха, достаточно инертным при обычных условиях, плохо растворимым в воде. Молекула CO имеет следующее строение:  $:\text{C} \equiv \text{O}:$ . В этой структуре одна из связей образована по донорно-акцепторному механизму – кислород является донором электронной пары, а углерод выступает в роли ее акцептора. Большая кратность связи в молекуле монооксида углерода является причиной того, что окислительно-восстановительные реакции с его участием протекают быстро, как правило, только при высокой температуре, под давлением или в присутствии катализаторов:

1.  $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} (\text{пар}) \leftrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2$ , {катализатор  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $t > 230^0\text{C}$ }.
2.  $\text{CO} + 3\text{H}_2 = \text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O}$  и  $\text{CO} + 2\text{H}_2 = \text{CH}_3\text{OH}$  { $t$ , катализатор}.
3.  $2 \text{CO} + \text{O}_2 = 2 \text{CO}_2$  {катализатор}.
4.  $5 \text{CO} + \text{Fe} = [\text{Fe} (\text{CO})_5]$ , { $200^0\text{C}$ , P}.

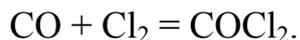
Отметим, что в большинстве реакций монооксид углерода проявляет восстановительные свойства. Так, например, CO часто используется как

восстановитель в реакциях с оксидами металлов при высоких температурах:

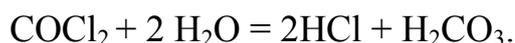


Кроме того, для оксида углерода (II) возможны реакции присоединения:

а) На свету монооксид углерода реагирует с хлором, образуя боевое отравляющее вещество – **фосген** – один из самых опасных ядов:



Фосген – бурый газ, т. кип.  $8^\circ\text{C}$ , т. пл.  $-118^\circ\text{C}$ , медленно гидролизуется водой:



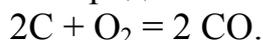
Таким образом, фосген – хлорангидрид угольной кислоты.

б) При взаимодействии со щелочью при нагревании образуется соль муравьиной кислоты:

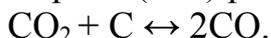


### Получение монооксида углерода

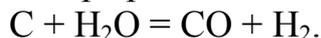
1. Сжигание углерода или его соединений при температурах выше  $1000^\circ\text{C}$  и при недостатке кислорода:



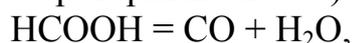
2. Восстановление оксида углерода (IV) раскаленным коксом:



3. Восстановление водяного пара раскаленным коксом:



4. Действие концентрированной серной кислоты на муравьиную или щавелевую кислоты (лабораторный способ):



### Генераторный газ

В промышленности оксид углерода (II) получают, пропуская воздух через слой раскаленного угля, при этом происходят реакции:  $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$ ,  $\text{C} + \text{CO}_2 = 2 \text{CO}$ . В этом промышленном процессе получается смесь оксида углерода (II) с азотом воздуха, называемая генераторным газом.

### Медико-биологическое значение монооксида углерода

Монооксид углерода (CO) {или угарный газ} очень токсичен, смертельная доза в воздухе составляет 0.2 % (по объему). Монооксид углерода с гемоглобином крови образует комплексное соединение –

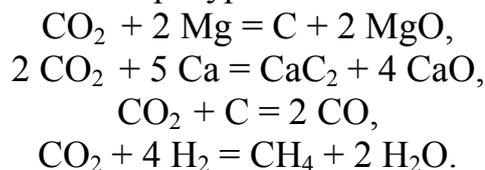
карбоксигемоглобин, неспособный переносить кислород по организму, а это приводит к летальному исходу. Признаки отравления малыми дозами: кровь становится необычайно яркой окраски, появляется сильная головная боль, иногда наступает потеря сознания.

## ДИОКСИД УГЛЕРОДА (CO<sub>2</sub>)

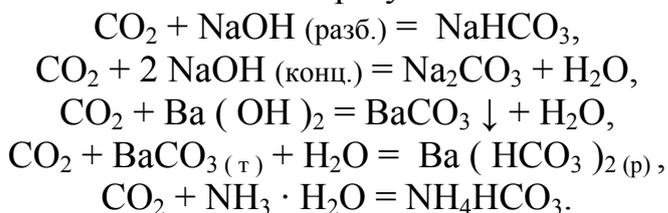
Оксид углерода (IV), называемый еще диоксидом углерода, углекислым газом, угольным ангидридом, является постоянной составной частью воздуха (0.03 % по объему). Входит в состав технических горючих газов, вулканических газов. Углекислый газ образуется в природе при окислении органических веществ, сжигании топлива, дыхании.

Диоксид углерода – бесцветный газ со слабым кислым вкусом и запахом, в 1.5 раза тяжелее воздуха, поэтому углекислый газ может собираться на дне подвалов, пещер, колодцев. Он не горит и не поддерживает горение. Диоксид углерода растворим в воде (при 0<sup>0</sup>С в 1 литре воды растворяется 1.7 л CO<sub>2</sub>), растворимость увеличивается под давлением. При сильном охлаждении CO<sub>2</sub> кристаллизуется в виде белой снеговой массы («сухой лед»). При комнатной температуре снеговая масса возгоняется.

Молекула диоксида углерода – линейная: O = C = O. В ней имеются ковалентные кратные связи, прочность которых достаточно велика. Атом углерода в диоксиде углерода проявляет высшую степень окисления, поэтому диоксид углерода может выступать в роли окислителя при высоких температурах:

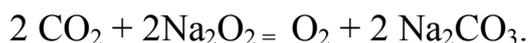


Диоксид углерода – кислотный оксид. При его взаимодействии с растворами щелочей и аммиаком образуются соли:



Качественной реакцией на открытие газа CO<sub>2</sub> служит реакция с гидроксидом кальция, взятым в избытке. Аналитический эффект реакции – образование белого осадка: CO<sub>2</sub> + Ca(OH)<sub>2</sub> = CaCO<sub>3</sub> ↓ + H<sub>2</sub>O.

В замкнутых пространствах (подводные лодки и т.д.) проводят реакцию:



Эта реакция позволяет восстанавливать запасы кислорода.

## Получение диоксида углерода

1. Горение кокса:  $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$ .
2. Обжиг известняка:  $\text{CaCO}_3 = \text{CO}_2 \uparrow + \text{CaO}$ .
3. Обработка карбонатов сильной кислотой:  $\text{CaCO}_3 + 2 \text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$ .
4. Спиртовое брожение глюкозы:  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 2 \text{CO}_2 \uparrow + 2 \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ .

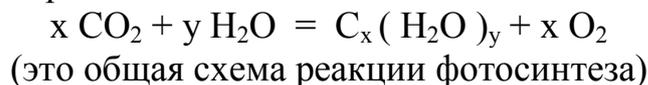
Для очистки  $\text{CO}_2$  от примесей, газ пропускают через раствор карбоната калия на холоду,  $\text{CO}_2$  поглощается и в результате в растворе образуется гидрокарбонат калия. Примеси проходят через раствор, а  $\text{CO}_2$  выделяют из раствора кипячением (идет термическое разложение гидрокарбоната).

## Применение диоксида углерода

Оксид углерода (IV) используют в синтезе различных продуктов, применяют в огнетушителях, используют как среду для хранения огнеопасных веществ, используют в технике, пищевой промышленности и т.д.

## Медико-биологическое значение диоксида углерода

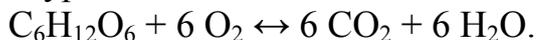
Растительный пигмент хлорофилл поглощает энергию солнечного света, которая используется для превращения диоксида углерода и воды в углеводы и кислород:



Углеводы являются огромным хранилищем энергии, и существование всех форм жизни на нашей планете обязано фотосинтезу. Зеленые листья площадью  $1 \text{ м}^2$  за время освещения Солнцем в течение 1 ч производят из  $\text{CO}_2$  один грамм виноградного сахара.

Окисление соединений углерода низших степеней окисления под действием кислорода приводит к образованию воды и углекислого газа ( $\text{CO}_2$ ). Этот процесс имеет место с биосубстратом тканей и клеток живых организмов и служит энергетическим источником организма.

подавляющую часть энергии организм черпает за счет так называемого биологического окисления, то есть путем окисления в клетках глюкозы, липидов и, в меньшей степени, - полипептидов (до 10%). Биологическое окисление глюкозы идет с большим выделением энергии и выражается уравнением:



Окисление 1 моль глюкозы сопровождается выделением энергии, равным 2880 кДж/моль.

Одним из механизмов удаления  $CO_2$  из организма является следующий. Образовавшийся в клетке  $CO_2$  частично диссоциирует во внутриклеточную жидкость, но большая часть  $CO_2$  быстро диффундирует в межклеточное пространство и далее в плазму. В ней наряду с диссоциацией устанавливается равновесие между углекислотой в растворе и той ее частью, которая проникает внутрь эритроцитов. В составе эритроцитов она прочно удерживается в молекуле гемоглобина, обратимо связываясь с его глобиновой (белковой) частью за счет образования нестабильного карбамина:

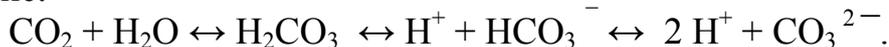


Эритроциты выносят связанную углекислоту к альвеолам легких, где она мгновенно высвобождается под действием присутствующей здесь карбоангидразы.

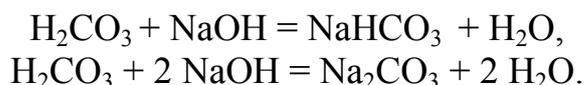
Выделившийся  $CO_2$  удаляется с выдыхаемым воздухом, в котором его концентрация достигает 4%-тов. Концентрация  $CO_2$  не должна быть здесь более высокой, так как  $CO_2$  обладает токсическим действием. Чистый диоксид углерода действует удушающе; при содержании в воздухе 15% диоксида углерода возникает головокружение, а иногда возможна потеря сознания.

## УГОЛЬНАЯ КИСЛОТА $H_2CO_3$ И ЕЕ СОЛИ

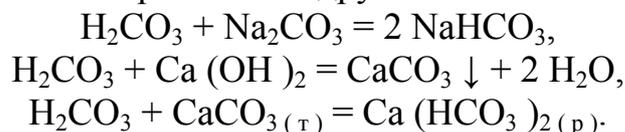
Угольная кислота в свободном виде не получена, хотя ее молекулы существуют в водном растворе. В водном растворе имеет место равновесие:



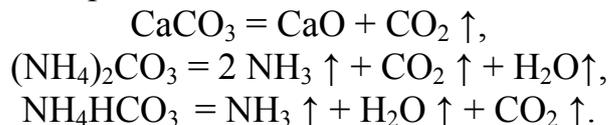
Этим объясняются кислотные свойства угольной кислоты. Это кислота слабая, она нейтрализуется щелочами с образованием кислых и средних солей:



Угольная кислота проявляет и другие свойства кислот:

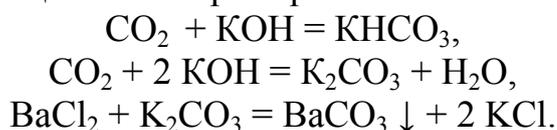


Соли угольной кислоты – карбонаты – мало растворимы в воде. Хорошо растворимы карбонаты калия, натрия и аммония. При нагревании карбонаты разлагаются:



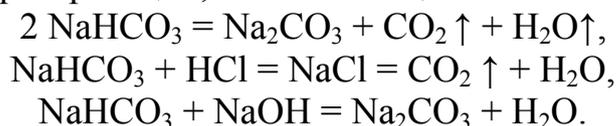
Отметим, что чем сильнее выражены металлические свойства элемента, тем более устойчив карбонат к нагреванию. Так, например, карбонат натрия при нагревании плавится без разложения. Реакция  $\text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{Na}_2\text{O} + \text{CO}_2$  протекает при температуре выше  $1000^\circ\text{C}$  (это важно помнить при решении задач на прокаливание карбонатов).

Карбонаты получают взаимодействием  $\text{CO}_2$  с растворами щелочей или обменными реакциями. Например:

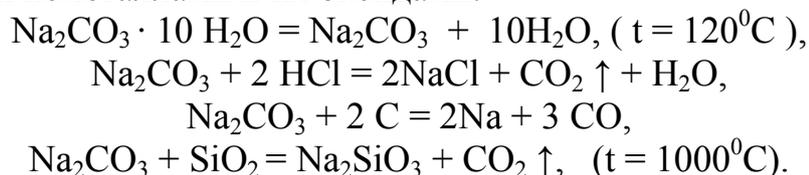


### Важнейшие соли угольной кислоты

1. Гидрокарбонат натрия (питьевая сода, соль Бульриха) – белое вещество, при слабом нагревании разлагается, умеренно растворяется в воде, гидролизуется по катиону (среда щелочная), разлагается кислотами, нейтрализуется щелочами, вступает в реакции обмена. Приведем некоторые реакции, показывающие свойства соли:



2. Карбонат натрия {кристаллическая сода, сода кальцинированная или стиральная (безводный)}, белое вещество, плавится без разложения, при дальнейшем нагревании разлагается. Хорошо растворим в воде, где идет гидролиз по катиону (среда щелочная), реагирует с кислотами, некоторыми неметаллами и их оксидами:

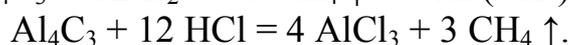
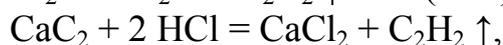
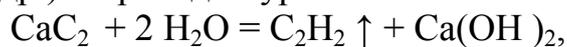


3. Карбонат кальция (мел, известняк, мрамор) – белое вещество, при нагревании разлагается, практически нерастворимо в воде, не реагирует со щелочами, разлагается кислотами, переводится в раствор избытком  $\text{CO}_2$  (гидрокарбонат кальция известен только в растворе).

Качественной реакцией на карбонат ион является действие сильной кислоты на карбонаты; выделяющийся при этом газ  $\text{CO}_2$  пропускают через известковую воду (ее обязательно нужно взять в избытке!); образующийся белый осадок подтверждает, что газ –  $\text{CO}_2$ .

## КАРБИДЫ

**Карбиды** – это соединения углерода с более электроположительными элементами. Отметим те карбиды металлов, которые с водой или с кислотами образуют углеводороды (например:  $\text{CaC}_2$ ,  $\text{SrC}_2$ ,  $\text{Mg}_2\text{C}_3$  и др.) и приведем уравнения химических реакций:



## КРЕМНИЙ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

### КРЕМНИЙ

Элемент *кремний* (символ Si ; от лат. silicis – кремень) открыт в 1824 г Й. Берцелиусом (Стокгольм, Швеция). Кремний – второй элемент по распространенности в литосфере Земли. На Земле встречается только в связанном виде в различных горных породах, а также в виде оксида кремния и различных силикатов (некоторые силикаты канцерогенны). Из силикатов на 90% состоит земная кора. Кремний важен для некоторых форм жизни и, вероятно, для человека. По содержанию в организме человека ( $10^{-3}\%$ ) кремний относится к примесным микроэлементам. Больше всего кремния в печени, надпочечниках, волосах, хрусталике. Известно, что кремний входит в состав мышечной ткани, костной ткани; в литре крови 3.9 мг/л кремния. Ежедневный прием с пищей кремния колеблется в пределах 18 – 1200 мг. Кремний не токсичен.

Кремний электронный аналог углерода, но, поскольку кремний находится в третьем периоде, его атом имеет больший радиус, меньшие значения энергий ионизации и сродства к электрону, меньшую электроотрицательность. Неметаллические свойства кремния выражены слабее, чем у углерода.

Существенной особенностью химического поведения кремния является то, что кремний может вовлекать в образование связей 3d-орбитали. Это приводит к увеличению валентных возможностей его атома. Теоретически кремний может образовывать 9 связей против 4 у углерода. Есть соединения, в которых кремний образует 6 ковалентных связей, но *характерны* для кремния такие структуры, в которых он образует 4 связи и находится в  $sp^3$ -гибридном состоянии. Производные с  $sp$ - и  $sp^2$ -гибридизацией для атома кремния редки, соединения с таким атомом кремния малоустойчивы. В отличие от углерода у атомов кремния возникает  $\pi$ -связывание за счет участия вакантных 3d-орбиталей и неподеленных электронных пар атомов партнеров по реакции (например, кислородом, азотом, галогенами).

Энергия связи Si — Si, равная 176.6 кДж/моль, значительно меньше энергии связи C — C (347.7 кДж/моль). Это служит объяснением того, что кремний не образует, подобно углероду, цепей из своих атомов неограниченной длины.

Для химии кремния принципиально важное значение имеет высокая прочность связи Si — O, энергия этой связи равна 445.1 кДж/моль (сравним энергию связи C — O, которая равна 359.3 кДж/моль). Вот почему земная кора более чем наполовину состоит из

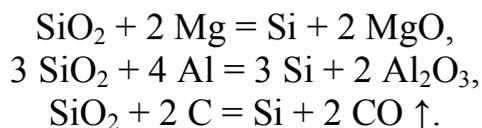
кремнезема  $\text{SiO}_2$ , его гидратных форм  $x\text{SiO}_2 \cdot y\text{H}_2\text{O}$ , различных силикатных и алюмосиликатных пород.

Некоторые свойства кремния сближают его с металлами, что характерно для элементов, расположенных в периодической системе близко к границе между металлами и неметаллами: это полупроводниковые свойства простого вещества, непрочность водородных соединений, способность образовывать соединения с металлами, по свойствам близкие к интерметаллическим.

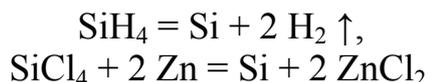
В своих соединениях кремний проявляет следующие степени окисления:  $-4$ ,  $+2$  (очень редко) и  $+4$  (эта степень окисления является самой характерной для кремния).

## ПОЛУЧЕНИЕ КРЕМНИЯ

Кремний получают восстановлением его из  $\text{SiO}_2$  (тонкого кварцевого песка), используя различные восстановители (в лаборатории это магний, алюминий, в промышленности – углерод при высокой температуре):



Особо чистый кремний получают термическим разложением силана ( $\text{SiH}_4$ ) или восстанавливая его цинком из хлорида кремния (IV):



## ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА КРЕМНИЯ

Кремний – неметалл, крупнокристаллический – темно-серый, с металлическим блеском, весьма твердый, очень хрупкий, непрозрачный, полупроводник при комнатной температуре. Существуют белые кристаллы аморфного кремния или коричневого (содержит примеси железа). Кремний устойчив на воздухе, так как покрывается защитной оксидной пленкой. Кристаллический кремний малоактивен химически, более активен аморфный.

В соответствии со строением внешнего электронного уровня кремний может как отдавать, так и принимать электроны, то есть быть окислителем и восстановителем.

Окислительные свойства кремний проявляет в реакциях с расплавами некоторых металлов, полученный продукт называется силицидом металла:



Восстановительные свойства кремний проявляет в реакциях со многими окислителями. Например, в реакции с фтором:



## ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ КРЕМНИЯ С ПРОСТЫМИ ВЕЩЕСТВАМИ

### А) Взаимодействие с неметаллами:

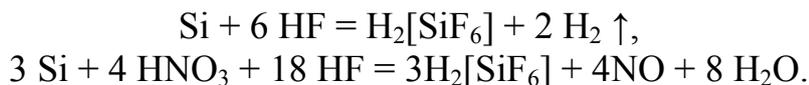
1.  $\text{Si} + 2\text{Cl}_2 = \text{SiCl}_4$ , ( $400^\circ\text{C}$ );
2.  $\text{Si} + \text{O}_2 = \text{SiO}_2$ , ( $1200 - 1300^\circ\text{C}$ );
3.  $\text{Si} + 2\text{S} = \text{SiS}_2$ , ( $600^\circ\text{C}$ );
4.  $3 \text{Si} + 2 \text{N}_2 = \text{Si}_3\text{N}_4$ ; ( $1500^\circ\text{C}$ );
5.  $3 \text{Si} + 4 \text{P} = \text{Si}_3\text{P}_4$  (реакция идет при нагревании);
6.  $\text{Si} + \text{C} = \text{SiC}$  ( $1200 - 1300^\circ\text{C}$ )
7. С водородом кремний не реагирует.

### Б) Взаимодействие с металлами:

1.  $\text{Si} + 2 \text{Ca} = \text{Ca}_2\text{Si}$ ;  $2 \text{Si} + \text{Fe} = \text{FeSi}_2$  (реакции идут при сплавлении).

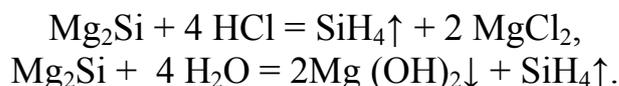
## ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ КРЕМНИЯ СО СЛОЖНЫМИ ВЕЩЕСТВАМИ

1.  $\text{Si}$  (аморфн.) +  $2 \text{H}_2\text{O}$  (пар) =  $\text{SiO}_2 + 2 \text{H}_2$ , ( $500^\circ\text{C}$ ).
2.  $\text{Si} + 2 \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2 \text{H}_2\uparrow$ .
3. С кислотами кремний не реагирует, пассивируется кислотами-окислителями. Растворяется кремний только в плавиковой кислоте и в смеси азотной и плавиковой:

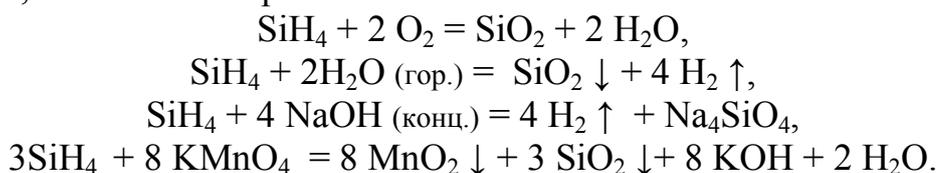


## СИЛАН КАК ВОДОРОДНОЕ СОЕДИНЕНИЕ КРЕМНИЯ

Силан образуется при разложении кислотами или водой силицидов:



Силан – очень реакционноспособный газ, он разлагается при 400 – 1000<sup>0</sup>С:  $\text{SiH}_4 = \text{Si} + 2\text{H}_2\uparrow$ ; самовоспламеняется на воздухе, взаимодействует с горячей водой, концентрированными растворами щелочей, окисляется перманганатом калия:

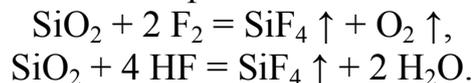


## ОКСИД КРЕМНИЯ (IV)

Оксид кремния (IV) –  $\text{SiO}_2$  (кремнезем, или диоксид кремния) – является бесцветным кристаллическим веществом (имеет несколько природных модификаций), тугоплавким (т. плав. 1728<sup>0</sup>С), с высокой температурой кипения (2950<sup>0</sup>С). Химическая активность модификаций возрастает от кварца к кристобалиту и особенно кремнезему, полученному обезвоживанием геля кремниевой кислоты.

Температура плавления  $\text{SiO}_2$  много выше, чем  $\text{CO}_2$ . Это объясняется различным строением этих оксидов. Твердый углекислый газ имеет молекулярную решетку с молекулами  $\text{CO}_2$  в узлах. Кристаллическая решетка  $\text{SiO}_2$  – атомная, в узлах ее расположены атомы кремния и кислорода. Все связи Si – O в кристалле ковалентные полярные, достаточно прочные. Таким образом, кристалл кварца представляет собой как бы гигантскую молекулу  $(\text{SiO}_2)_n$ .

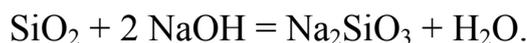
Фтор, газообразный HF энергично взаимодействуют с  $\text{SiO}_2$  :



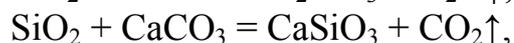
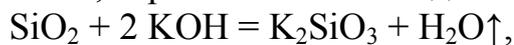
Обе эти реакции протекают потому, что тетрафторид кремния соединение более прочное, чем его оксид. В воде диоксид кремния (IV) практически нерастворим. Не действуют на него кислоты и царская водка, кроме плавиковой кислоты:



По химической природе он является кислотным оксидом. В растворах щелочей, особенно при нагревании, аморфный оксид кремния (IV) растворяется:



Еще легче этот процесс протекает при сплавлении. Так силикаты обычно получают не в растворе, а путем сплавления или спекания оксида кремния (IV) со щелочами, карбонатами и оксидами металлов:



Все эти реакции подтверждают кислотные свойства оксида кремния (IV).

Большое количество кремнезема идет на изготовление стекла. Обычное оконное стекло получают сплавлением смеси песка, известняка и соды. Процесс проводят при температуре  $1400^\circ\text{C}$ , прокаливание ведут до полного удаления газов. Реакцию получения стекла можно записать так:

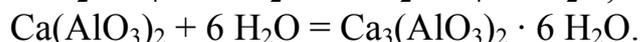
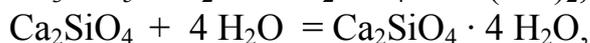


В стекла особого назначения – огнеупорные, обладающие высокой механической прочностью, - при варке добавляют оксиды бария, свинца (хрусталь), бора.

Окрашенные стекла получают введением в обычное стекло оксидов металлов, например, оксиды кобальта дают синее стекло, оксиды хрома – зеленое и т.д.

При нагревании стекло размягчается и легко вытягивается в тонкие и длинные нити. Тонкие стеклянные нити не имеют и признаков хрупкости. Их характерным свойством является чрезвычайно высокое удельное сопротивление разрыву. Нить диаметром 3 – 5 мкм имеет сопротивление на разрыв  $200 - 400 \text{ кг/мм}^2$ , т.е. приближается по этой характеристике к мягкой стали. Из нитей изготавливают стекловату, стекловолокно и стеклоткани. Стекловата обладает прекрасными тепло- и звукоизоляционными свойствами. Ткани из стекловолокна химически стойки.

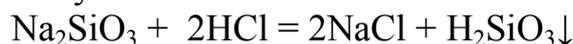
Кремнезем широко используется в производстве цемента. Одним из основных и наиболее распространенных промышленных цементов является портландцемент. Его рецепт был запатентован в 1824 г. английским каменщиком Аспадом. Портландцемент готовят обжигом до спекания (т.е. до появления жидкой фазы) смеси известняка и алюмосиликатного компонента (глины, шлака, золы). Получаемый таким образом спек состоит из 60 – 65% извести  $\text{CaO}$ , 24% кремнезема  $\text{SiO}_2$  и 8% глинозема  $\text{Al}_2\text{O}_3$ . Спек размалывают и в него вводят некоторые добавки. При схватывании портландского цемента протекает гидролиз силикатов и алюминатов и далее идет образование кристаллогидратов:



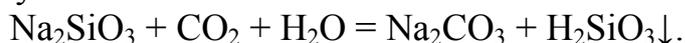
## ПОЛИКРЕМНИЕВЫЕ КИСЛОТЫ

Оксиду кремния (IV) –  $\text{SiO}_2$  (или кремниевому ангидриду) соответствует большое количество кислот, имеющих общую формулу  $x \text{SiO}_2 \cdot y \text{H}_2\text{O}$ . При значениях  $x > 1$ , кремниевые кислоты называются **поликремниевыми**. Соли этих кислот называют силикатами. Кремниевая кислота со значениями  $x = 1$  и  $y = 1$  называется метакремниевой  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ , если  $y = 2$ , то кислоту называют ортокремниевой  $\text{H}_4\text{SiO}_4$ . В свободном состоянии эти кислоты выделить не удалось, состав кислот определяют по солям – силикатам. Когда речь идет об осадке, образующемся при действии кислот на растворимые силикаты, обычно пишут формулу  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ , хотя в зависимости от условий получаются вещества с разным соотношением количества ангидрида и воды.

Кремниевая (или метакремниевая) кислота – очень слабая кислота, она не изменяет окраски индикаторов, практически не растворяется в воде. В связи с тем, что  $\text{SiO}_2$  нерастворим в воде, кремниевую кислоту получают косвенным путем:



Образующаяся кремниевая кислота выделяется в виде студенистого осадка. Кремниевая кислота настолько слабая, что ее из силикатов вытесняет даже угольная кислота:

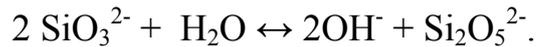


Если в *растворе* угольная кислота (или ее ангидрид) вытесняет более слабую кремниевую кислоту из ее солей, то в *безводных условиях* имеет место обратный процесс: менее летучий кремниевый ангидрид вытесняет из солей более летучий угольный ангидрид. В первом случае вытеснение определяется закономерностями протекания реакций обмена в растворах электролитов (сила электролита), а во втором – закономерностями высокотемпературных равновесий (увеличение количества моль газа). При нагревании кремниевая кислота разлагается на воду и диоксид кремния:



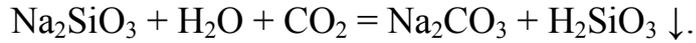
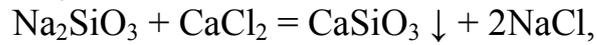
Соли кремниевых кислот (силикаты) имеют, как правило, полимерное строение. Основу их структуры составляют тетраэдры  $\text{SiO}_4$ , соединенные ребрами, вершинами или гранями, поэтому принятые для них формулы ( $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{CaSiO}_3$  и т.п.) в значительной степени условны; часто их записывают в виде оксидов:  $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{SiO}_2$ ;  $\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2$ .

Силикаты – тугоплавкие, нерастворимые в воде вещества. Растворимы в воде лишь силикаты натрия и калия. Концентрированные растворы этих солей называют растворимым или жидким стеклом. Вследствие гидролиза водные растворы силикатов натрия и калия имеют щелочную реакцию:



(анион  $\text{Si}_2\text{O}_5^{2-}$  является анионом двуметакремниевой кислоты  $\text{H}_2\text{Si}_2\text{O}_5$ ).

Растворимые силикаты реагируют с солями и кислотами, даже такими слабыми, как угольная:



В результате аналогичного процесса, называемого выветриванием, медленно разрушаются содержащие силикаты горные породы:

$\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2 + \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{SiO}_2 + \text{K}_2\text{CO}_3$ ,  
что привело к образованию на Земле залежей песка и глины.

## УПРАЖНЕНИЯ И ЗАДАЧИ

1. Дайте характеристику элемента углерода на основании его положения в периодической системе и строения его атома.
2. Дайте характеристику элемента кремния на основании его положения в периодической системе и строения его атома.
3. В чем причина различных значений величин электроотрицательностей следующих элементов: а) углерода и кремния; б) углерода и бора; в) кремния и фосфора; г) углерода и азота; д) кремния и германия? Ответ аргументируйте.
4. Составьте электронные формулы углерода в степенях окисления – 4, +2, +4. Каково распределение электронов у атома углерода в этих случаях?
5. В каких степенях окисления атом углерода будет иметь электронное строение, аналогичное строению атомов гелия и неона?
6. В каких степенях окисления атом кремния будет иметь электронное строение, аналогичное строению атомов неона и аргона?
7. Назовите аллотропные видоизменения углерода. Как доказать, что алмаз и графит имеют одинаковый качественный состав?
8. Чем объясняется различие в свойствах алмаза и графита?
9. Что называется генераторным газом и водяным газом? Где они применяются?
10. Как называются соединения металлов с углеродом? Какое практическое применение находят они в технике?
11. Какие оксиды образует углерод? Напишите уравнения реакций их получения. Охарактеризуйте физические и химические свойства оксидов.
12. Напишите уравнения реакций взаимодействия углекислого газа с водой и с растворами щелочей.
13. Какие аллотропные видоизменения образует кремний? Как их получают?
14. Что такое „сухой лед” и где его применяют?
15. Почему для получения  $\text{CO}_2$  в лаборатории на мрамор действуют хлороводородной кислотой, а не серной?
16. Осуществите следующие превращения веществ: а) углекислый газ  $\rightarrow$  гидрокарбонат кальция  $\rightarrow$  карбонат кальция  $\rightarrow$  хлорид кальция  $\rightarrow$  гидроксид кальция  $\rightarrow$  карбонат кальция  $\rightarrow$  оксид углерода (IV)  $\rightarrow$  оксид магния; б) оксид кремния (IV)  $\rightarrow$  кремний  $\rightarrow$  силицид

- магния → силан → оксид кремния (IV) → силикат натрия → кремниевая кислота → оксид кремния (IV).
17. Как доказать, что стекло растворяется в воде?
  18. Соединение содержит 1,39% водорода, 19,44% кремния, 79,17% фтора. Определите простейшую формулу соединения. *Ответ:  $H_2SiF_6$ .*
  19. При сжигании 6,2 г кремневодорода получено 12 г оксида кремния. Плотность кремневодорода по воздуху равна 2,14. Какова молекулярная формула кремневодорода? *Ответ:  $Si_2H_6$ .*
  20. Углекислый газ объемом 5.6 л (н.у.) пропустили через 164 мл 20%-ного раствора гидроксида натрия (плотность раствора 1.22 г/мл). Определить, какие вещества и в каких количествах останутся в растворе и какова их массовая доля в растворе? *Ответ: 9.48% гидроксида натрия и 12.56% карбоната натрия.*
  21. При обработке 3.8 г смеси карбоната и гидрокарбоната натрия хлороводородной кислотой выделилось 896 мл газа. Сколько мл 20% раствора хлороводородной кислоты было израсходовано и каков состав смеси? Плотность раствора кислоты 1.1 г/мл. *Ответ: 9.95 мл 20%-ной хлороводородной кислоты; 2.12 г карбоната натрия и 1.68 г гидрокарбоната натрия.*
  22. Газ, полученный при восстановлении 16 г  $Fe_2O_3$  с помощью CO, был пропущен через 99.12 мл 15%-ного раствора KOH (пл. раствора 1.13 г/мл). Сколько CO было израсходовано в данном опыте (н.у.) и сколько граммов соли образовалось? *Ответ: 6.72 л CO и 30 г  $KHCO_3$ .*
  23. Что будет происходить со стеклом, если на его поверхность нанести раствор плавиковой кислоты или подействовать газообразным фтороводородом? Приведите уравнения соответствующих реакций.
  24. Приведите уравнения химических реакций взаимодействия углерода: а) с фтором, кислородом, водородом, алюминием; б) с оксидом железа (II), с оксидом меди (II). Расставьте коэффициенты методом электронного баланса.
  25. Какова степень окисления и валентность атома углерода в оксиде углерода (II)? Объясните причину несовпадения этих величин.
  26. Нагрели 5.4 г углерода с 5.6 г CaO. Определить состав смеси после проведения реакции. *Ответ: 6.4 г  $CaC_2$  и 1.8 г углерода.*
  27. При сжигании 3.6 г углерода в сосуде, содержащем 4.48 л кислорода (н.у.), образовалось два газа, которые пропустили через 20 мл 30%-ного раствора гидроксида натрия (плотность раствора 1.33 г/мл). Какая соль образовалась в растворе и какова ее массовая доля в этом растворе? *Ответ: 34.14% раствор карбоната натрия.*

28. Оксид углерода (IV), полученный при обработке 300 г карбоната кальция избытком хлороводородной кислоты, пропустили через 300 г 20%-ного раствора гидроксида натрия. Какая соль образовалась и какова ее массовая доля в растворе? *Ответ: 34.4%  $\text{NaHCO}_3$ .*
29. Образец карбоната кальция прокалили. Масса полученного сухого остатка составляет 78%-тов от массы исходного образца. Найдите массовые доли веществ в сухом остатке. *Ответ: 64.1%  $\text{CaCO}_3$  и 35.9%-та  $\text{CaO}$ .*
30. При прокаливании некоторого количества карбоната бария 40% образца разложилось. Найдите массовые доли веществ в сухом остатке после прокаливании. *Ответ: 65.89%  $\text{BaCO}_3$  и 34.11%  $\text{BaO}$ .*
31. При прокаливании некоторого количества карбоната магния произошло частичное разложение соли. Доля разложившейся соли равна  $\alpha$ . Выведите формулы зависимости массовых долей веществ в сухом остатке от доли разложившейся соли.
32. В колбе смешали 50 г 10%-ного раствора карбоната натрия и 50 г 20%-ного раствора хлорида алюминия. Найдите массовые доли веществ в растворе, находящемся в колбе после окончания реакции. *Ответ: 5.8% хлорида натрия и 6.07% хлорида алюминия.*
33. При сгорании смеси силана и метана выделяется газ, и масса твердых продуктов реакции составляет 6 г. После пропускания газообразных продуктов через избыток гидроксида натрия образовалось соединение массой 31.8 г. Определить состав исходной смеси и объем кислорода, израсходованный при горении газов. *Ответ: 6.72 л метана, 2.24 л силана и 17.92 л кислорода (н.у.).*
34. При обработке хлороводородной кислотой смеси веществ, получившихся в результате прокаливании 30 г оксида кремния (IV) и 30 г магния, выделилось 4.48 л водорода. Определите массу образовавшегося кремния. *Ответ: 13.3 г кремния.*
35. Оксид углерода (IV) объемом 5.6 л пропущен над раскаленным углем массой 9 г. Образовавшаяся газовая смесь пропущена через нагреваемую трубку, содержащую 72 г оксида металла (II). Какой объем 32%-ной азотной кислоты (пл. 1.2 г/мл) потребуется для растворения продуктов реакции? Известно, что оксид металла содержит 20% кислорода. *Ответ: 349.5 мл.*
36. Имеется смесь кремния, алюминия и карбоната кальция. Определите массы каждого компонента смеси, если известно, что при обработке этой смеси избытком раствора щелочи выделяется 17.92 л газа, а при обработке такой же массы смеси избытком раствора хлороводородной кислоты также выделяется 17.92 л газа,

- пропускание которого через раствор гидроксида кальция приводит к образованию 16.2 г гидрокарбоната кальция. *Ответ: 2.8 г кремния, 10.8 г алюминия 20 г карбоната кальция.*
37. Сколько мл 32%-ного раствора гидроксида натрия (пл. 1.35 г/мл) потребуется для растворения кремния, полученного при прокаливании 12 г магнезия и 12 г оксида кремния (IV)? *Ответ: 27.8 мл 32%-ного раствора гидроксида натрия.*
38. Смесь газов CO и CO<sub>2</sub> массой 18 г занимает объем 11.2 л (при н.у.). Определите объем, занимаемый CO, после пропускания этой смеси над раскаленным углем? *Ответ: 16.8 л CO.*
39. После пропускания над раскаленным углем без доступа воздуха 22.4 л смеси CO и CO<sub>2</sub> объем газовой смеси увеличился на 5.6 л. Смесь газов, полученную после реакции с углем, пропустили через раствор гидроксида кальция; при этом образовалось 20.25 г гидрокарбоната кальция. Каковы объемные доли газов в исходной смеси? *Ответ: 50 % CO и 50 % CO<sub>2</sub>.*
40. Газ, выделившийся при сжигании 5.6 л газообразного вещества, состоящего из 20% H и 80% C (относительная плотность газа по водороду равна 15), пропустили через раствор, полученный взаимодействием неизвестного металла с водой. Определите состав образовавшейся соли, если известно, что при взаимодействии 20 г неизвестного металла с водой получается гидроксид металла (II) и выделяется 11.2 л газа. *Ответ: 50 г карбоната кальция.*
41. Смесь карбоната кальция и цинка обработали избытком раствора хлороводородной кислоты; при этом выделилось 17.92 л газов. После пропускания получившейся смеси газов через 32%-ный раствор гидроксида калия (пл. 1.31 г/мл) образовался карбонат калия, а объем газовой смеси уменьшился на 8.96 л. Рассчитайте исходные количества карбоната кальция и цинка и объем израсходованного раствора гидроксида калия. *Ответ: 40 г карбоната кальция, 26 г цинка, 106.9 мл 32%-ного раствора KOH.*
42. Газ, полученный действием избытка хлороводородной кислоты на 40 г карбоната кальция, поглотили раствором гидроксида натрия; при этом образовался карбонат натрия. Рассчитайте объем 20%-ного раствора гидроксида натрия (пл. 1.22 г/мл), израсходованный на поглощение газа, образовавшегося при реакции карбоната кальция с избытком хлороводородной кислоты. *Ответ: 131.15 мл 20%-ного раствора гидроксида натрия.*
43. Газообразное соединение кремния с водородом – А, содержащее 12.5% водорода, сожгли на воздухе. Сплавление образовавшегося вещества Б со щелочью дает соль В. При действии на соль В хлороводородной кислоты выпал студенистый осадок,

прокаливание которого дало 30 г вещества Б. Известно, что 1 г газа А занимает объем 0.7 л (при н.у.). Рассчитайте объем израсходованного исходного газа А, приведите его формулу.

*Ответ: А – это силан  $SiH_4$ , объем которого 11.2 л.*

44. При прокаливании 30 г известняка получено 16 г CaO. Определите массовую долю (в %) карбоната кальция в известняке. *Ответ: 95.3%.*
45. Смесь карбонатов натрия и калия массой 4 г обработали серной кислотой. При этом получили 5.12 г смеси сульфатов металлов. Определите массовые доли веществ в исходной смеси. *Ответ: карбоната калия в смеси 3 г (75%), карбоната натрия 1 г (25%).*
46. К смеси гидроксида и карбоната кальция осторожно прибавили некоторое количество хлороводородной кислоты. При этом смесь веществ полностью растворилась и выделилось 0.896 л газа (н.у.). Полученный раствор выпарили досуха. При упаривании выделилось еще 0.448 л газа (н.у.), масса сухого остатка составила 14.21 г. Определите массы гидроксида и карбоната кальция в исходной смеси. *Ответ: 8 г карбоната кальция и 3.7 г гидроксида кальция.*
47. Пропуская через раствор гидроксида натрия 4.928 л диоксида углерода (н.у.), получили 22.88 г смеси карбоната и гидрокарбоната натрия. Определите состав образовавшейся смеси. *Ответ: 21.2 г карбоната натрия и 1.68 г гидрокарбоната натрия.*
48. При обработке кислотой смеси карбидов кальция и алюминия массой 9.92 г образуется 4.48 л (н.у.) смеси метана и ацетилена. Определите массы веществ в смеси. *Ответ: 1.28 г карбида кальция и 8.64 г карбида алюминия.*
49. С 16.4 г смеси карбонатов кальция и магния, находящихся в виде водной суспензии, прореагировало 4.032 л  $CO_2$  (н.у.). Каковы массы компонентов исследуемой смеси? *Ответ: 8 г карбоната кальция и 8.4 г карбоната магния.*
50. На чашках весов уравнили два стаканчика. В один из них поместили 6 г карбоната калия, в другой – 6 г карбоната натрия. В первый стаканчик прилили 50 г 5%-ного раствора серной кислоты, во второй – 50 г 5%-ного раствора азотной кислоты. Изменится ли равновесие весов? Ответ подтвердите расчетом. *Ответ: перевесит чашка с карбонатом натрия.*
51. При действии избытка соды на раствор, содержащий равные массовые количества соляной и серной кислот, выделилось 3.36 л газа (н.у.). Определите, какое количество осадка образуется при действии на такой же раствор избытка хлорида бария? *Ответ: 0.064 моль сульфата бария.*

52. При действии избытка хлороводородной кислоты на твердую смесь равных массовых количеств карбонатов натрия и бария выделилось 0.448 л газа (н.у.). Какое количество осадка образуется при действии на полученный раствор избытка серной кислоты?  
*Ответ: 0.007 моль сульфата бария.*
53. Прокалили 31.1 г смеси карбоната и гидроксида кальция. Газообразные продукты прокаливания пропустили через 90 г раствора гидроксида натрия. При этом гидроксид натрия полностью прореагировал и образовался 16.55%-ный раствор продукта реакции. Определите состав исходной смеси (в массовых долях), если известно, что при добавлении одного из компонентов исходной смеси к полученному раствору могут образоваться две соли.  
*Ответ:  $\dot{W}(CaCO_3) = 0.643$ ;  $\dot{W}\{Ca(OH)_2\} = 0.357$ .*
54. Через известковую воду пропущен 1 литр (при н.у.) смеси газов CO и CO<sub>2</sub>. Образовавшийся при этом осадок был отфильтрован и высушен; его масса оказалась равной 2.45 г. Каковы объемные доли газов в исследуемой смеси?  
*Ответ: 45.1% CO и 54.9% CO<sub>2</sub>.*
55. При взаимодействии углерода с концентрированной серной кислотой выделилось 13.44 л смеси двух газов (н.у.). Рассчитайте массу серной кислоты, вступившей в реакцию.  
*Ответ: 39.2 г серной кислоты.*
56. Определите объем водорода (н.у.), выделившегося при обработке раствором гидроксида натрия смеси, полученной при сплавлении 6 г магния с 45 г оксида кремния (IV).  
*Ответ: 5.6 л водорода.*
57. При прокаливании некоторого количества смеси карбонатов магния и кальция масса выделившегося газа равна массе твердого остатка. Определите массовые доли компонентов в исследуемой смеси.  
*Ответ: 28.4% CaCO<sub>3</sub> и 71.6% MgCO<sub>3</sub>.*
58. Смесь кремния и угля массой 5 г обработали избытком концентрированного раствора щелочи при нагревании. В результате реакции выделилось 2.8 л водорода (н.у.). Вычислите массовую долю углерода в этой смеси.  
*Ответ: 65% углерода.*
59. При кипячении водного раствора питьевой соды образуется водный раствор карбоната натрия. Рассчитайте, какова должна быть массовая доля гидрокарбоната натрия в исходном растворе, чтобы после кипячения получить 5.83%-ный раствор карбоната натрия. Потерями воды при кипячении пренебречь.  
*Ответ: 9% NaHCO<sub>3</sub>.*
60. При обработке кислотой 9.92 г смеси карбидов кальция и алюминия образуется 4.48 л (н.у.) смеси газов. Определите массовые доли компонентов смеси.  
*Ответ: 12.9% CaC<sub>2</sub> и 87.1 Al<sub>4</sub>C<sub>3</sub>.*

61. При полном гидролизе смеси карбидов кальция и алюминия образуется смесь газов, которая в 1.6 раза легче кислорода. Определите массовые доли карбидов в исходной смеси.  
*Ответ: 47.1%  $CaC_2$  и 52.9%  $Al_4C_3$ .*
62. После прокаливания смеси карбонатов магния и кальция масса выделившегося газа оказалась равна массе твердого остатка. Определите массовые доли веществ в исходной смеси. Какой объем  $CO_2$  (н.у.) может быть поглощен 10 г этой смеси, находящейся в воде в виде суспензии? *Ответ: 71.6%  $MgCO_3$ ; 28.4%  $CaCO_3$ ; 2.55 л  $CO_2$ .*
63. В состав природного вещества входят натриевая и кальциевая соли угольной кислоты, а также вода. Навеску 9.072 г вещества растворили в избытке азотной кислоты, при этом выделилось 1411.2 мл газа (н.у.). К полученному раствору добавили избыток раствора соды, выпавший осадок отфильтровали и прокалили. Масса остатка после прокаливания составила 1.833 г. Определите соотношение количества молей солей и воды в исходном веществе.  
*Ответ:  $Na_2CO_3 \cdot CaCO_3 \cdot 5H_2O$ .*
64. При растворении в водном растворе щелочи 8 г смеси кремния с цинком выделилось 6.272 л газа (н.у.). Найдите массовые доли компонентов в исследуемой смеси. *Ответ: 65%  $Zn$ ; 35%  $Si$ .*
65. Осуществите превращения:  $SiCl_4 \rightarrow Si \rightarrow Na_2SiO_3 \rightarrow Na_2CO_3 \rightarrow Na_2SO_4 \rightarrow Na_2SiO_3$ .
66. Сожгли 4 л газовой смеси, содержащей пропан. Продукты горения пропустили через раствор гидроксида кальция, в результате чего образовалось 16 г карбоната и 25.9 г гидрокарбоната кальция. Определите объемную долю пропана в газовой смеси.  
*Ответ: 89.6%  $C_3H_8$ .*
67. 66.2 г нитрата свинца прокалили до постоянной массы. Оставшийся твердый продукт восстановили с помощью  $CO$ . Какой объем  $CO$  (н.у.) потребовался для этого? Сколько образуется осадка, если полученный после восстановления газ пропустить через раствор, содержащий 11.1 г гидроксида кальция?  
*Ответ: 4.48 л  $CO$ ; 15 г  $CaCO_3$ .*
68. К 200 г 3%-ного раствора хлорида кальция добавили 24 г кристаллогидрата карбоната натрия (кристаллизуется с 10 молекулами воды). Через образовавшуюся смесь пропустили 1.5 л  $CO_2$  (н.у.), после чего раствор профильтровали. Вычислите массу осадка. *Ответ: 1.4 г  $CaCO_3$ .*
69. При обработке 80 г плавикового шпата раствором серной кислоты получили фтористый водород, при взаимодействии которого с  $SiO_2$  образовалось 5.6 л четырехфтористого кремния. Рассчитайте

- массовую долю фторида кальция в исследуемом плавиковом шпате. *Ответ: 48.75%.*
70. 8.96 л смеси газов CO и CO<sub>2</sub> сожгли в избытке кислорода; при этом объем газовой смеси уменьшился на 1.12 л (н.у.). Образовавшийся газ провзаимодействовал количественно с 29.6 г гидроксида кальция. Определите состав исходной смеси газов, а также состав и массу образовавшейся соли. *Ответ: образуется 40 г CaCO<sub>3</sub>.*
71. Через раствор соды, содержащий 500 мл воды и 132.5 г безводного карбоната натрия, пропустили избыток CO<sub>2</sub>. Рассчитайте массу образовавшейся соли, которая образуется после окончания реакции, если растворимость этой соли при температуре опыта составляет 8 г. *Ответ: при температуре опыта образуется 171.8 г NaHCO<sub>3</sub>.*
72. При нагревании смеси кристаллической соды и гидрокарбоната натрия ее масса уменьшилась до 31.8 г и при этом выделилось 2.24 л оксида углерода (IV). Рассчитайте массу исходной смеси солей. *Ответ: 16.8 г NaHCO<sub>3</sub>; 57.2 г Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> · 10 H<sub>2</sub>O. Всего 74 г.*
73. Над раскаленным углем пропустили 0.72 г паров воды. Какую массу меди можно получить при действии полученной при этом газовой смеси на оксид меди (II) при нагревании? Считайте, что оба процесса протекают количественно. *Ответ: 5.12 г.*
74. Смесь ацетиленов с воздухом объемом 10 л взорвали, полученную газовую смесь пропустили через раствор гидроксида бария и получили 3.94 г карбоната и 12.95 г гидрокарбоната бария. Определите объемную долю ацетилена в исследуемой смеси. *Ответ: 13.44%.*
75. Газ CO<sub>2</sub> объемом 784 мл пропущен над раскаленным углем массой 5 г. Продукты реакции использовали для реакции с 44.6 г оксида свинца (II) при нагревании. Какой объем 30%-ного раствора азотной кислоты (пл. 1.184 г/мл) пойдет на растворение продуктов последней реакции? *Ответ: 79.2 мл.*
76. Через 6.25 мл 22.4%-ного раствора гидроксида калия (пл. 1.2 г/мл) пропущено 672 мл (н.у.) CO<sub>2</sub>. Вычислите массовую долю соли в полученном растворе. *Ответ: W(KHCO<sub>3</sub>) = 34%.*
77. CO<sub>2</sub> объемом 896 мл ( н.у. ) полностью поглощен 14.83 мл 16%-ного раствора гидроксида натрия (пл. 1.18 г/мл). Какие соли образовались в растворе и каковы их массовые доли? *Ответ: W (NaHCO<sub>3</sub>) = 4.36%; W (Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) = 16.51%.*
78. Смесь оксидов углерода объемом 8.96 л (н.у.) смешали с 10 л кислорода и подожгли. После приведения газовой смеси к нормальным условиям ее объем составил 16.72 л. Эту газовую смесь пропустили через 400 г 3.7%-ной взвеси гидроксида кальция.

Вычислите массовую долю соли в полученном растворе.

*Ответ:*  $W \{Ca(HCO_3)_2\} = 7.76\%$ .

79. Плотность по водороду смеси  $CO_2$  с  $N_2$  равна 21. 40 л данной смеси пропустили через раствор гидроксида калия, взятый в избытке. Определите объем непоглощенного газа. *Ответ:* 5 л азота.
80. Через раствор гидроксида натрия массой 200 г, массовая доля щелочи в котором 0.2, пропускали  $CO_2$  до тех пор, пока массовые доли солей в растворе не стали равны. Вычислите объем  $CO_2$ , который при этом поглотился. *Ответ:* 15.53 л.
81. Смесь  $CO$  и  $CO_2$  пропустили через 200 г 4%-ного раствора гидроксида натрия. В полученном растворе массовые доли солей одинаковы. Какой объем газовой смеси был взят, если ее плотность по воздуху равна 1.24? *Ответ:* 6.23 л.
82. При обработке хлороводородной кислотой 30 г смеси карбидов бериллия и кальция, содержащей нерастворимые примеси, получено 11.2 л (н.у.) газовой смеси с плотностью по водороду, равной 12. Вычислите массовые доли карбидов в смеси. *Ответ:*  $W (BeC_2) = 10\%$ ;  $W (CaC_2) = 85.33\%$ .
83. Смесь двух газов с плотностью по водороду, равной 14, объемом 1 л смешали с 1 л кислорода и подожгли. После пропускания полученной газовой смеси через раствор гидроксида кальция и приведения к первоначальным условиям ее объем оказался равным 1.25 л, а плотность по водороду – 15.2. Какие газы составляли исходную смесь и каковы их массовые доли? *Ответ:* 50% -  $CO$  и 50% -  $N_2$ .
84. Смесь двух солей угольной кислоты массой 40 г растворили в достаточном количестве воды и получили осадок и раствор, который прореагировал со 100 мл 2М раствора гидроксида калия. Такая же масса исходной смеси солей при реакции с хлороводородной кислотой выделяет 8.96 л  $CO_2$  (н.у.). Определите формулы солей. *Ответ:*  $CaCO_3$  и  $KHCO_3$ .
85. Раствор гидрокарбоната калия при кипячении образует раствор карбоната калия. Какова должна быть массовая доля гидрокарбоната калия в растворе, чтобы при кипячении получился 2.76%-ный раствор карбоната калия? *Ответ:* 3.97%.
86. Смесь гидрокарбоната и гидроксида натрия растворили в воде, а полученный раствор разделили на две равные части. Первая порция раствора прореагировала с 8 г 10%-ного раствора гидроксида натрия. При обработке второй части раствора хлороводородной кислоты было собрано 1.344 л газа (н.у.). Определите массовые доли веществ в исходной сухой смеси. *Ответ:*  $W (NaOH) = 24.1\%$ ;  $W (NaHCO_3) = 75.9\%$ .

87. При приливании 100 г раствора хлороводородной кислоты к 100 г раствора карбоната натрия образуется 200 г раствора продуктов реакции. При постепенном сливании тех же количеств исходных растворов в обратном порядке масса получившегося раствора оказывается равной 197 г. Объясните наблюдаемые явления и определите массовую долю исходной хлороводородной кислоты.  
*Ответ: 4.98%.*
88. Водный раствор карбоната и гидрокарбоната калия массой 200 г обработали раствором хлорида кальция до прекращения выпадения осадка. К полученной взвеси добавили избыток раствора хлороводородной кислоты и собрали 1.12 л  $\text{CO}_2$  (н.у.), а раствор после этого выпарили и прокалили сухой остаток, масса которого оказалась равной 7.435 г. Определите массовые доли веществ в исходном растворе.  
*Ответ:  $W(\text{KHCO}_3) = 1.5\%$ ;  $W(\text{K}_2\text{CO}_3) = 1.38\%$ .*
89. Прозрачный, твердый и химически очень устойчивый кристалл массой 1.2 г сплавлен с твердым гидроксидом натрия. Сплав растворили в воде, полученный раствор обработали избытком раствора хлороводородной кислоты. Образовавшийся белый студенистый осадок после прокаливании превратился в белый порошок, весящий столько же, сколько исходный кристалл. Какое минимальное количество гидроксида натрия необходимо взять для сплавления с этим кристаллом? Что это за соединение?  
*Ответ: 1.6 г гидроксида натрия;  $\text{SiO}_2$ .*
90. Имеется смесь гидрокарбоната и карбоната натрия с хлоридом натрия. Определить ее состав, если известно, что при нагревании 10 г ее выделяется 0.672 л газа (н.у.). При добавлении хлороводородной кислоты к тому же количеству смеси выделяется 2.016 л газа (н.у.).  
*Ответ: 17.8%  $\text{NaCl}$ , 31.8%  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , 50.4%  $\text{NaHCO}_3$ .*
91. Какова состава образуется соль и какова ее массовая доля в растворе, полученном при растворении в 76.4 мл 32%-ного раствора гидроксида калия (пл. 1.31 г/мл) всего  $\text{CO}_2$ , образующегося при сжигании 6.4 л метана? Условия нормальные.  
*Ответ: карбонат калия.*
92. 200 г смеси гидрокарбоната и карбоната натрия нагревали до постоянной массы. Масса остатка составила 138 г. Вычислите массовую долю гидрокарбоната в исходной смеси.  
*Ответ: 84%.*
93. Чем объясняется щелочная реакция водных растворов карбонатов натрия и калия?
94. Какова растворимость в воде карбонатов щелочных, щелочноземельных металлов?
95. Как совершается круговорот углерода в природе?

## ИСПОЛЬЗОВАННАЯ ЛИТЕРАТУРА

Антошин А.Э., Цапок П.И. Химия для поступающих в вузы: Учебное пособие. Серия “Как сдать экзамены”. “Лист”, 1998.

Ардашникова Е.И., Казеннова Н.Б., Тамм М.Е. Курс общей и неорганической химии. Пособие для поступающих в ВУЗы. / М.: Аквариум, 1998.

Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия: Учеб. для вузов. – 3-е изд., перераб. и доп. – М.: Высш. шк., 1998.

Ахметов Н.С. Химия 8, 9, 10-11. Учеб. для общеобразоват. учреждений. – М.: Просвещение, 1997 и 1998.

Бабков А.В., Попков В.А. Общая и неорганическая химия. Пособие для старшеклассников и абитуриентов, а также для самообразования. – М.: Изд-во МГУ, изд-во “ЧеРо”, 1998.

Березин Б.Д., Березин Д.Б. Курс современной органической химии. Учебное пособие для вузов. – М.: Высш. шк., 1999.

Воловик В.Б., Крутецкая Е.Д. Неорганическая химия. Упражнения и задачи. Пособие для абитуриентов и старшеклассников. – СПб.: “ОРАКУЛ”, 1999.

Волович П.М., Бровко М.И. Готовимся к экзамену по химии. 3-е изд., испр. – М.: Рольф; Айрис-пресс, 1998.

Вопросы, задачи и упражнения по химии. Под редакцией О.И. Воробьевой, Л.П. Решетниковой, М.А. Володиной. Издат-во МГУ, 1976.

Врублевский А.И., Барковский Е.В. Химия элементов. Современный курс/А.И. Врублевский, Е.В. Барковский. – Мн.: ООО «Юнипресс», 2002. (Серия «Для школьников и абитуриентов»).

Ефимов А.И., Карцова А.А., Луцкая И.М. Задачи по химии. Л.: Изд-во ЛГУ, 1986.

Журин А.А., Гончарук О.Ю. Химия: Вопросы и ответы на экзамене. Серия “Как сдать экзамены”. – М.: Лист, 1998.

Зеленин К.Н. ХИМИЯ: Учебник для медицинских вузов. – СПб.: “Специальная Литература”, 1997.

Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия. Учебное пособие для вузов. – М.: Химия, 1981.

Князев Д.А., Смартыгин С.Н. Неорганическая химия. – М.: “Высшая школа”, 1990.

Крестинин А.Н. Задачи по химии. Учебное пособие для 8 – 11 классов. – М.: Издательский Дом “ГЕНЖЕР”, 1998.

Кузьменко Н., Еремин В., Попков В. Химия. Для школьников ст. кл. и поступающих в вузы: Учеб. пособие. – М.: Дрофа, 1995.

Кузьменко Н.Е., Еремин В.В., Попков В.А. Начала химии. Современный курс для поступающих в вузы. – М.: “Экзамен”, 2000.

Кузьменко Н.Е., Чуранов С.С. Общая и неорганическая химия: Пособие для поступающих в вузы и для учащихся подготовительных курсов. – М.: Изд-во Моск. ун-та, 1977.

Кушнарев А.А. Учимся решать задачи по химии: Руководство для самостоятельной подготовки к экзамену. – М.: МИРОС, 1994.

Лёвкин А.Н., Карцова А.А. Школьная химия: самое необходимое. – Учебное пособие для школьников. СПб.: «Авалон»; «Азбука-классика»: 2004.

Лидин Р.А., Молочко В.А. Химия для абитуриентов. От средней школы к вузу. – М.: Химия, 1993.

Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.Л. Химические свойства неорганических веществ: Учебное пособие для вузов. “ 2-е изд. испр., – М.: Химия, 1997.

Малышкина В. Занимательная химия. Серия: “Нескучный учебник”. – Санкт-Петербург, “Тригон”, 1998.

Метельский А.В. Химия в экзаменационных вопросах и ответах. Справочник для учителей, репетиторов и абитуриентов. – Минск, “Беларуская энцыклапедыя”, 1997.

Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов: Учеб. для мед. спец. вузов / Ю.А. Ершов, В.А. Попков, А.С. Берлянд и др/. Под ред. Ю.А. Ершова. – М.: Высш. шк., 1993.

Общая химия в формулах, определениях, схемах: Учеб пособие / И.Е. Шиманович, М.Л. Павлович, В.Ф. Тикавый, П.М. Малашко; Полд. Ред. В.Ф. Тикавого. – Мн.: Універсітэцкае, 1996.

Петрова Г.А., Семенов И.Н. Химия: Учебное пособие для поступающих в вузы. – СПб.: Изд-во СПб. Ун-та, 1995.

Пособие по химии: для поступающих в Военно-медицинскую академию и другие высшие медицинские учебные заведения./ Под ред. профессора, К.Н. Зеленина. Изд. 2-е, испр. и доп. СПб.: Изд. “Элби”, 1999.

500 задач по химии. Пособие для учащихся, изд. 2-е, перераб. – М.: “Просвещение”, 1981.

Сборник конкурсных задач по химии с решениями. / Под. ред. М.А. Володиной. М.: Изд-во Моск. ун-та, 1983.

Свитанько И.В. Нестандартные задачи по химии. – М.: МИРОС, 1995.

Семенов И.Н. Задачи по химии повышенной сложности для абитуриентов: В 4-х выпусках. СПб.: Изд-во С.-Петербургского университета. 1992.

Степин Б.Д., Цветков А.А. Неорганическая химия. – М.: Высшая школа, 1994.

Суворов А.В., Никольский А.Б. Общая химия: Учебное пособие для вузов. – СПб.: Химия, 1995.

Увлекательный мир химических превращений: Оригинальные задачи по химии с решениями / А.В. Суворов, А.А. Карцова, А.А. Потехин, А.С. Днепровский. / Под ред. А.В. Суворова. – СПб.: Химия, 1998.

Химия. Пособие-репетитор для поступающих в вузы. Под редакцией доц. А.С. Егорова. 2-е изд., перераб. и дополн. – Ростов н/Д; изд-во “Феникс”, 1999.

Химия: Консультации и справочные материалы для старшеклассников и абитуриентов. Автор-составитель И.Н. Семенов. – СПб.: изд-во “Образование – Культура”, 1999.

Угай Я.А. Неорганическая химия: Учебн. для хим. спец. вузов. – М.: Высш. шк., 1989.

Химия: Энциклопедия химических элементов / Под ред. проф. А.М. Смолеговского. – М.: Дрофа, 2000

Эмсли Дж. Элементы. Пер. с англ. – М.: Мир, 1993.

Я познаю мир: Детская энциклопедия: Химия / Авт.-сост. Л.А. Савина. – М.: ООО “Фирма “Издательство АСТ”, 1999.

Учебное издание

**УГЛЕРОД И КРЕМНИЙ.  
ХИМИЯ ИХ ВАЖНЕЙШИХ СОЕДИНЕНИЙ**

**Учебно-методическое пособие**

Авторы-составители: С.Б. Орлов, С.В. Синькеев

Редактор: Л.А. Алехнович

Компьютерный набор: С.Б. Орлов

Подписано к печати 15.01.05

Тираж 100

410710, г. Саратов, Б. Казачья, 122, СГМУ.

Типография СГМУ

Объем 2 п.л.