

Федеральное агентство по образованию  
Федеральное государственное образовательное учреждение  
высшего профессионального образования  
Новгородский государственный университет имени Ярослава Мудрого

---

Факультет естественных наук и природных ресурсов  
Кафедра химии и экологии

## **УГЛЕРОД, КРЕМНИЙ**

Методические указания к лабораторной работе

Великий Новгород  
2006

**Методическое руководство к лабораторной работе:  
«Углерод, кремний»**

**Составитель: к.пед.н., ст. преподаватель Е.А. Пчелина.**

**Великий Новгород, 2006 г., 16 с.**

# 1 ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ЭЛЕМЕНТОВ ГЛАВНОЙ ПОДГРУППЫ IV ГРУППЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

## Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

Главная подгруппа четвертой группы Периодической системы Д.И. Менделеева включает два типических элемента – углерод и кремний, и элементы семейства германия (германий, олово, свинец). Углерод является основой органической химии, главным органогенным элементом. Второй типический элемент – кремний – основной элемент неорганической химии и всей неживой природы. Кремний и германий – доминирующие полупроводниковые материалы. Интегральные схемы на основе кремния и германия являются основой компьютеров, микропроцессоров и т.д.

Некоторые физико-химические константы элементов подгруппы IVA приведены в таблице 1.

Таблица 1 - Свойства элементов подгруппы углерода

Свойства	C	Si	Ge	Sn	Pb
Атомный радиус, нм	0,077	0,118	0,139	0,158	0,175
Ионный радиус $\text{Э}^{-4}$ , нм	0,260	0,271	0,272	0,294	0,313
Ионный радиус $\text{Э}^{+4}$ , нм	0,015	0,041	0,053	0,071	0,084
Потенциал ионизации I, В	11,26	8,15	7,899	7,344	7,417
ОЭО	2,6	1,9	2,0	1,8	1,7
Температура плавления, $^{\circ}\text{C}$	3247	1414	937	231,9	327,4
Температура кипения, $^{\circ}\text{C}$	3927	3249	2847	2337	1751
Плотность, $\text{г/см}^3$	3,51 (алмаз)	2	5,72	6,7	9,8
Степень окисления	-4, +2, +4	-4, +2, +4	-4, +2, +4	-4, +2, +4	+2, +4

Все элементы этой подгруппы содержат по четыре валентных электрона – это  $ns^2np^2$  электроны. Такое число валентных электронов является оптимальным для возникновения тетраэдрических связей по обменному механизму. В невозбужденном состоянии неспаренные только 2 р-электрона. Такому состоянию соответствует валентность элементов, равная двум, и степень окисления +2. Соединения со степенью окисления +2 неустойчивы, отличаются высокой восстановительной активностью. При возбуждении атома один из парных р-электронов переходит на р-подуровень – все электроны становятся неспаренными. Такому состоянию соответствует максимальная степень окисления +4. Вполне устойчивы четырехвалентные соединения углерода. Прочность аналогичных соединений в ряду Si – Ge – Sn – Pb убывает. Для углерода и кремния характерна также отрицательная степень окисления -4, например, в гидридах.

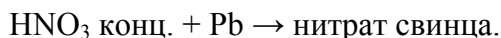
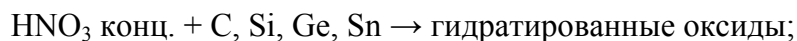
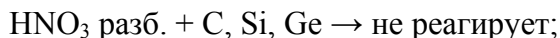
При обычных условиях элементарные вещества этой группы весьма инертны, но при нагревании реагируют с водородом, кислородом, галогенами, серой и другими элементами. Восстановительные свойства с ростом радиуса атома усиливаются от углерода к свинцу, а окислительные – падают.

Углерод, кремний и германий образуют соединения преимущественно

с ковалентной связью. В соединениях олова и свинца ковалентность выражена слабее. Оксиды углерода (IV) и кремния (IV) – кислотные, германия, олова, свинца – амфотерные.

В подгруппе разница между свойствами первого и последнего членов подгруппы максимальна. От неметаллических элементов – углерода и кремния – через германий с промежуточными свойствами, происходит переход к олову и свинцу, которые являются металлами.

Переход от неметаллов к металлам может быть проиллюстрирован реакциями с  $\text{HNO}_3$ , разбавленной и концентрированной:



В дополнение к наблюдающемуся изменению свойств при движении по группе сверху вниз существует резкое различие в свойствах углерода и кремния. Во всех группах первый член отличается от остальных отсутствием d-орбиталей, сравнимых по энергии с занятыми p-орбиталями. Это уменьшает валентные возможности первых элементов.

Главные различия между углеродом и кремнием:

1. Углерод образует огромное число соединений с водородом - углеводородов; кремний образует только несколько Силанов  $\text{Si}_n\text{H}_{2n+2}$ , которые самовоспламеняются на воздухе.

2. Углерод не образует комплексов; кремний и другие элементы группы могут повышать свою валентность и образовывать, например,  $\text{SiF}_6^{2-}$ ,  $\text{SnCl}_6^{2-}$ ,  $\text{PbCl}_4^{2-}$ .

3. Все галогениды  $\text{ЭX}_4$ , за исключением тетрагалогенидов углерода, легко гидролизуются. Из всех галогенидов (кроме углерода) наиболее ковалентными и легко гидролизующимися являются галогениды кремния. Гидролиз их приводит к образованию силикат-ионов. Галогениды  $\text{SnX}_4$  и  $\text{PbX}_4$  гидролизуются до основных солей или станнатов, плюмбатов.

## 2 УГЛЕРОД

### 2.1 Природные ресурсы

Содержание углерода в земной коре составляет 0,1%. Встречается как в свободном виде (алмаз, графит), так и в связанном состоянии (диоксид углерода, карбонаты, нефть, природный газ, сланцевое масло, битумы). Масса добываемых алмазов 0,1 – 1 карат. Крупные кристаллы в 100 карат встречаются редко. Самый крупный в мире алмаз «куллинан» массой 3106 карат был найден в 1905 году в южной Африке.

### 2.2 Аллотропные модификации углерода

Углерод встречается в виде четырех аллотропных модификаций: алмаз, графит, карбин и фуллерен, отвечающих трем типам гибридизации.

*Алмаз* ( $sp^3$ ) – бесцветное прозрачное кристаллическое вещество, обладающее большой твердостью и значительной плотностью. Он тверже всех веществ. Его широко используют резки стекол, бурения горных пород, шлифования особо твердых материалов. Образцы его в чистом виде сильно преломляют свет (светятся). При специальной огранке прозрачных кристаллов получают бриллианты. Это самый дорогой из драгоценных камней.

При  $sp^2$ -гибридизации образуется плоская структура *графит*. Графит – черно-серое кристаллическое вещество со слабым металлическим блеском. Расстояние между слоями очень велико (0,335 нм), а межмолекулярные силы между слоями в графите очень малы. Графит расщепляется на тонкие чешуйки, которые сами по себе очень прочны и легко прилипают к бумаге. Графит тугоплавок, из него готовят тигли для металлургии. В ядерных реакторах графит используют в качестве замедлителя нейтронов.

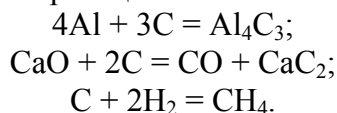
При  $sp$ -гибридизации образуется *карбин*, открытый в 1963 году, позднее обнаруженный в природе. Карбин получают путем каталитического окисления ацетилен. Карбин – мелкокристаллический порошок черного цвета. Кристаллы карбина состоят из линейных цепочек углеродных атомов, соединенными чередующимися одинарными и тройными связями.

В 1985 году появилось сообщение о синтезе фуллереновой структуры. Если алмаз является трехмерным полимером, графит можно рассматривать как двухмерную модификацию, то карбин – линейный полимер, представляющий одномерную модификацию. По твердости карбин превосходит графит, но уступает алмазу. Обладает полупроводниковыми свойствами. При нагревании ( $T=2880\text{ }^{\circ}\text{C}$ ), без доступа воздуха превращается в графит.

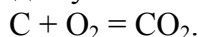
К разновидностям графита относят сажу и древесный уголь. Уголь получается при термическом разложении углеродистых соединений. Уголь представляет собой тонко измельченный графит. Древесный уголь получается при обугливание древесины. Уголь (особенно древесный) содержит большое количество пор, поэтому обладает большой адсорбционной способностью.

## 2.3 Химические свойства углерода

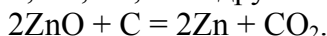
При обычной температуре углерод весьма инертен, при определенных условиях проявляет окислительные и восстановительные свойства. Окислительные свойства проявляются в реакциях:



Восстановительные свойства для угля более характерны:



Уголь восстанавливает Fe, Cu, Zn, Pb и другие металлы из их оксидов:

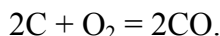


При высоких температурах углерод взаимодействует с кислородом, азотом, галогенами и многими другими металлами.

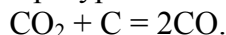
## 2.4 Важнейшие соединения углерода

### Оксиды углерода. Угольная кислота

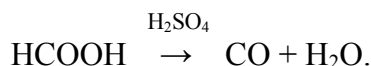
*Оксид углерода (II)*. CO образуется в процессе сгорания угля при недостатке кислорода:



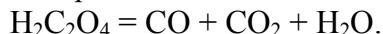
В молекуле монооксида тройная химическая связь, поэтому CO характеризуется низкой температурой плавления и малой растворимостью в воде. В промышленности CO получают пропусканием диоксида углерода над раскаленным углем при высокой температуре:



В лаборатории оксид углерода (II) получают, добавляя по каплям муравьиную кислоту к концентрированной серной кислоте, которая отнимает от нее воду:



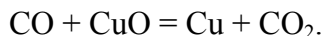
Щавелевая кислота при нагревании дает смесь двух оксидов:



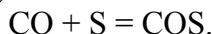
Угарный газ очень ядовит, смертельная доза CO в воздухе 0,2%. С гемоглобином крови CO связывается прочнее, чем кислород, тем самым блокирует перенос кислорода в организме.

Оксид углерода (II) – бесцветный газ, тяжелее воздуха, мало растворим в воде. Поглощается активированным углем, а также фильтрующим слоем, содержащим  $\text{I}_2\text{O}_5$ . CO при обычных температурах химически инертен, однако при участии катализаторов реагирует с водородом с образованием углеводородов. Из-за наличия неподеленных электронных пар у углерода и кислорода монооксид углерода является лигандом и образует прочные комплексы (кар-

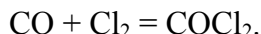
бонилы) с переходными металлами, например,  $\text{Ni}(\text{CO})_4$ ,  $\text{Co}_2(\text{CO})_9$ ,  $\text{Fe}(\text{CO})_5$ . при высоких температурах  $\text{CO}$  восстанавливает многие металлы из их оксидов:



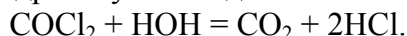
Это свойство оксида углерода (II) используется при выплавке металлов из руд. Соединяясь с серой, образует тиооксид:



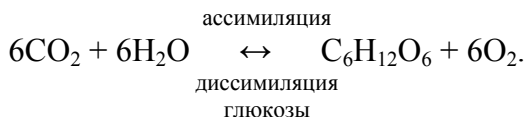
С хлором образует фосген:



Фосген ( $\text{COCl}_2$ ) – бесцветный газ со слабым санным запахом. Очень ядовит. Фосген медленно гидролизуется водой:



*Диоксид углерода ( $\text{CO}_2$ )* – образуется в природе при сгорании и гниении органических веществ. В воздухе его концентрация составляет 0,03%, содержится также во многих минеральных источниках (нарзан, боржоми). Диоксид углерода ассимилируется в процессе фотосинтеза зелеными растениями с помощью имеющегося у них хлорофилла; при поглощении солнечной энергии в растениях образуются органические вещества (в первую очередь глюкоза), а кислород высвобождается и выделяется в атмосферу. Поглощенная энергия при диссимилиации в живых организмах животных и растений снова высвобождается. Диссимилиация органических веществ в организмах – это процесс их окисления в присутствии ферментов с образованием диоксида углерода и воды:

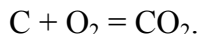


Оксид углерода (IV) – бесцветное газообразное вещество, тяжелее воздуха, поэтому его можно переливать из сосуда в сосуд. Не поддерживает дыхания и горения. Зажженная лучина в нем гаснет, человек и животные при большой концентрации  $\text{CO}_2$  задыхаются.

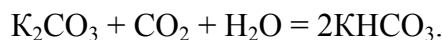
$\text{CO}_2$  сжижается при комнатной температуре под давлением 6 МПа. В жидком состоянии хранится и транспортируется в стальных баллонах. При понижении температуры кристаллизуется в виде молекулярных кристаллов, которые сублимируются при температуре  $-78^\circ\text{C}$ . Твердый  $\text{CO}_2$  называется сухим льдом; используется как хладагент.

Получение диоксида углерода:

а) полное сгорание кокса:



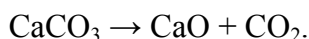
Полученный газ очищают, пропуская через раствор  $\text{K}_2\text{CO}_3$ , в результате происходит реакция:



Примеси проходят через раствор, а  $\text{CO}_2$  выделяют из раствора кипячением (термическое разложение гидрокарбоната):



б) обжиг известняка и других карбонатов:



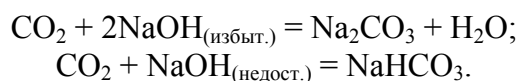
в) обработка карбонатов (например, мрамора) сильной кислотой:



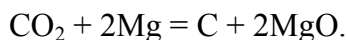
г) спиртовое брожение:



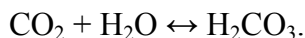
Диоксид углерода взаимодействует с основными гидроксидами, образуя соли – карбонаты и гидрокарбонаты:



Восстанавливается магнием до углерода:



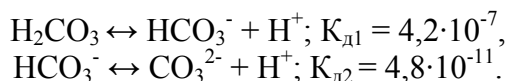
$\text{CO}_2$  – кислотный оксид, при взаимодействии с водой образует *угольную кислоту*  $\text{H}_2\text{CO}_3$ :



Равновесие смещено влево, поэтому большая часть растворенного диоксида находится в виде  $\text{CO}_2$ , а не  $\text{H}_2\text{CO}_3$ . Угольная кислота – слабая кислота, при небольшом нагревании она разлагается:



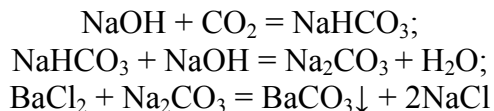
Угольная кислота – двухосновная кислота, которая диссоциирует ступенчато:





Соли угольной кислоты называются карбонатами. Существуют средние карбонаты с анионом  $\text{CO}_3^{2-}$  и кислые – гидрокарбонаты ( $\text{HCO}_3^-$ ).

Соли угольной кислоты могут быть получены или действием диоксида углерода на щелочи, или путем обменных реакций между растворимыми солями угольной кислоты и солями других кислот. Например,



Со слабыми основаниями угольная кислота в большинстве случаев дает только основные соли, примером которых может служить гидроксокарбонат меди  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ . Встречающийся в природе минерал такого состава называется малахитом.

При действии кислот, даже таких слабых, как уксусная, все карбонаты разлагаются с выделением оксида углерода (IV). Этой реакцией часто пользуются для открытия карбонатов, так как выделяющийся  $\text{CO}_2$  легко обнаружить по характерному шипению.

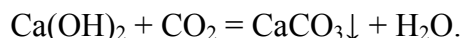
При нагревании все карбонаты, кроме солей щелочных металлов, разлагаются с выделением  $\text{CO}_2$ . Продуктами разложения в большинстве случаев являются оксиды соответствующих металлов:



При нагревании гидрокарбонаты легко переходят в карбонаты:

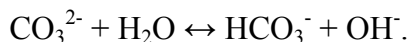
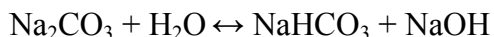


При пропускании  $\text{CO}_2$  через известковую воду происходит помутнение раствора вследствие образования карбоната кальция:



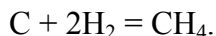
Соли угольной кислоты устойчивы, хотя сама и неустойчива. Большинство карбонатов нерастворимы в воде. Растворимы карбонаты щелочных металлов и  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Ti}_2\text{CO}_3$ . Гидрокарбонаты в воде растворяются.

Растворы карбонатов щелочных металлов вследствие гидролиза имеют сильнощелочную реакцию:



## Соединения углерода с водородом и серой

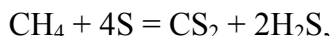
Водородные соединения – углеводороды. При взаимодействии углерода с водородом образуется метан:



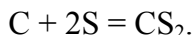
В лабораторных условиях метан получают нагреванием безводного ацетата натрия со щелочью:



*Дисульфид углерода* (сероуглерод)  $\text{CS}_2$  получают из метана обработкой парами серы при  $600^\circ\text{C}$  с участием катализатора:

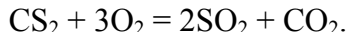


или при взаимодействии с серой при повышенных температурах:



Сероуглерод  $\text{CS}_2$  – бесцветная жидкость с запахом редьки, очень быстро улетучивается уже при комнатной температуре. Не растворим в воде. Растворяет жиры, смолы, каучук, серу, фосфор, йод. Ядовит!

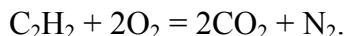
Сероуглерод огнеопасен; при поджигании на воздухе сгорает с образованием соответствующих оксидов:



Карбамид (мочевина)  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$  – диамид уксусной кислоты. Его получают по реакции:

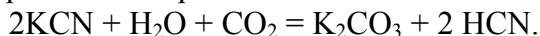


*Циан и его производные.* Циан, точнее дициан  $\text{C}_2\text{H}_2$  – бесцветный ядовит! Сгорает в кислороде; при нормальном давлении температура пламени достигает  $4500^\circ\text{C}$ :

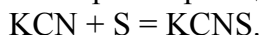


Циановодород  $\text{HCN}$  – бесцветная жидкость с характерным запахом горького миндаля. Очень ядовит! Смертельная доза – 50 мг  $\text{HCN}$ , продолжительность действия несколько секунд,  $\text{HCN}$  блокирует дыхание и вызывает удушье. Хорошо растворим в воде. Водный раствор  $\text{HCN}$  называется циановодородной (синильной) кислотой.

Цианиды – соли циановодорода, например, цианид натрия  $\text{NaCN}$  и цианид калия  $\text{KCN}$  хорошо растворимы в воде. Очень ядовиты, при хранении во влажном воздухе переходят в карбонаты с выделением циановодорода:



*Тиоцианат водорода*  $\text{HCNS}$  (устаревшее название - роданистоводородная кислота) получают при кипячении растворов цианидов с серой:



$\text{HCNS}$  образует соли – тиоцианаты (ранее роданиды).

## 3 КРЕМНИЙ

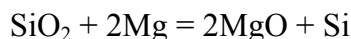
### 3.1 Характеристика кремния

В отличие от углерода, кремний встречается в виде одной устойчивой модификации. Для кремния также характерна  $sp^3$ -гибридизация электронных орбиталей. На внешнем электронном слое атома кремния есть валентные 3d-орбитали ( $Si: 3s^2 3p^2 3d^0$ ), что отличает структуру внешнего слоя атома кремния от атома углерода ( $C: 2s^2 2p^2$ ). Вакантные 3d-орбитали могут участвовать в образовании связей, что сказывается на свойствах образуемых простых веществ: алмазоподобная модификация углерода – диэлектрик, а алмазоподобная модификация кремния – полупроводник.

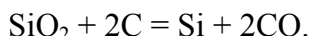
Кремний – второй элемент по распространенности в атмосфере Земли (27,6%). Встречается только в связанном виде в различных горных породах и продуктах их выветривания, в виде оксидов и силикатов, из которых на 90% состоит земная кора.

Получение кремния:

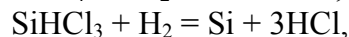
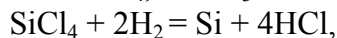
1 В лаборатории кремний получают восстановлением диоксида кремния  $SiO_2$  магнием:



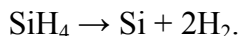
2 В промышленности для получения кремния, его диоксид восстанавливают углеродом в электрической печи:



3 Кремний высокой частоты (полупроводниковый) получают восстановлением водородом соединений  $SiCl_4$ ,  $SiHCl_3$ :



а также термическим разложением силана:

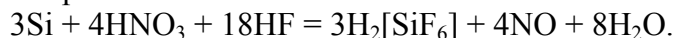


### 3.2 Химические свойства кремния

Алмазоподобный кремний – темно-серое, почти черное вещество с металлическим блеском. Это типичный полупроводник. Кремний тугоплавок, обладает большой твердостью. Химически инертен. При комнатной температуре взаимодействует только с  $F_2$ ,  $Cl_2$  и раствором горячей щелочи:



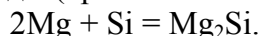
Кремний растворяется в смеси плавиковой и азотной кислот:



среда

В приведенных реакциях кремний проявляет восстановительные свойства и степень его окисления в продуктах реакции равна +4.

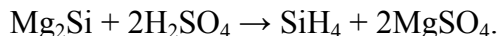
При высокой температуре кремний вступает во взаимодействие со многими металлами, образуя силициды (кремний является окислителем):



### 3.3 Важнейшие соединения кремния

#### Соединения кремния с водородом и галогенами

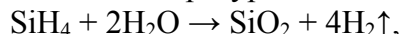
Кремний не реагирует с водородом. Силаны ( $\text{Si}_n\text{H}_{2n+2}$ ), где  $n=1-6$ , получают косвенным путем:



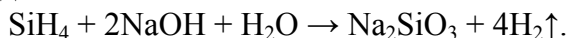
Моносилан  $\text{SiH}_4$  получают окислением гидридоалюмината лития хлоридом кремния:



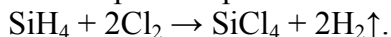
Силаны – легколетучие вещества. Ядовиты. На воздухе они воспламеняются. Они реакционноспособны и являются сильными восстановителями, реагируют с водой при комнатной температуре:



в щелочной среде:



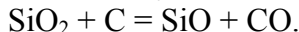
С галогенами реагируют быстро со взрывом:



#### Соединения кремния с кислородом

Подобно углероду, кремний с кислородом образует два оксида:  $\text{SiO}$  и  $\text{SiO}_2$ .

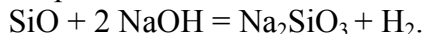
*Монооксид кремния  $\text{SiO}$*  в природе не встречается, его можно получить восстановлением  $\text{SiO}_2$  при  $1350 - 1500^\circ\text{C}$  углем:



Быстрым охлаждением полученных паров  $\text{SiO}$  получают в твердом состоянии. При медленном охлаждении  $\text{SiO}$  диспропорционирует:



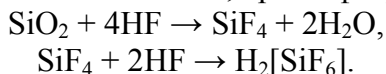
Твердый  $\text{SiO}$  – порошок темно-желтого цвета, не проводит электрический ток и является прекрасным изолятором. Оксид кремния (II) легко растворяется в щелочах, то есть проявляет восстановительные свойства:



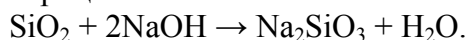
*Диоксид кремния  $\text{SiO}_2$  (кремнезем)*. Кристаллический  $\text{SiO}_2$  встречается в виде минерала кварца, который является составной частью песчаников и морского песка. Хорошо образованные кристаллы кварца, часто с окрашивающими его примесями, представляют собой следующие минералы: горный хрусталь (белый, прозрачный), дымчатый кварц или раух-топаз (от серого до коричневого), розовый кварц, аметист (фиолетовый), цитрин (желтый).

Кристалл кварца представляет собой гигантскую полимерную молекулу, состоящую из отдельных тетраэдров, в которых атом кремния окружен четырьмя атомами кислорода, а каждый атом кислорода осуществляет мостиковую трехцентровую связь, являясь общим угловым атомом для двух тетраэдров. Взаимное расположение этих тетраэдров, связанных общими вершинами, может быть различным, что обуславливает существование огромного многообразия структур силикатных материалов.

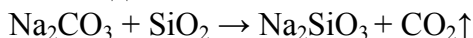
Наряду с обычными  $\sigma$ -связями между атомами Si и O возникают еще и не локализованные  $\pi$ -связи, которые образуются по донорно-акцепторному механизму за счет свободных 3d-орбиталей атома кремния и неподеленных 2p-электронных пар атомов кислорода. Подобная структура полимерного диоксида кремния обуславливает ряд свойств кварца, резко отличных от свойств диоксида углерода. Кварц обладает большой твердостью, высокой температурой плавления (1728 °C) и кипения (2950 °C), а также химической стойкостью по отношению к другим реагентам. При охлаждении расплава SiO<sub>2</sub> образуется стекловидная форма – плавленый кварц или кварцевое стекло. На кварц не действуют никакие кислоты, кроме фтороводородной:



Со щелочами кварц реагирует очень медленно при комнатной температуре, нагревание ускоряет процесс:



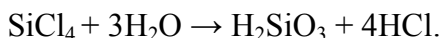
Будучи нелетучим кислотным оксидом SiO<sub>2</sub> при сильном нагревании вытесняет из солей летучие оксиды:



При сплавлении SiO<sub>2</sub> с оксидами металлов образуются соли различных кремниевых кислот – силикаты.

### Кремневые кислоты и силикаты

Кремневые кислоты не образуются при непосредственном взаимодействии SiO<sub>2</sub> и H<sub>2</sub>O. Они образуются при гидролизе некоторых бинарных соединений кремния (IV):

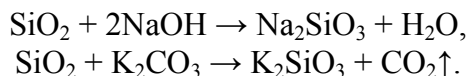


Химическая формула кремниевой кислоты H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub> условна, так как в зависимости от концентрации и pH раствора в молекулу кислоты входит переменное число молей SiO<sub>2</sub> и H<sub>2</sub>O. Состав молекулы правильнее выражать формулой  $n\text{SiO}_2 \cdot m\text{H}_2\text{O}$ . Разный состав имеют и соли – силикаты.

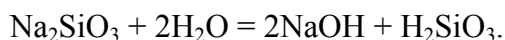
Все кислоты, для которых  $n > 1$  называются поликремневыми. В свободном состоянии эти кислоты выделить не удастся.

Состав	Кислота	Соль	n	m
SiO <sub>2</sub> H <sub>2</sub> O=H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	Метакремневая	Метасиликат	1	1
SiO <sub>2</sub> 2H <sub>2</sub> O=H <sub>4</sub> SiO <sub>4</sub>	Ортокремневая	Ортосиликат	1	2
2SiO <sub>2</sub> 3H <sub>2</sub> O=H <sub>6</sub> Si <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	Дикремневая	Дисиликат	2	3

Соли кремневых кислот – силикаты – в большинстве своем нерастворимы в воде (растворимы лишь силикаты натрия и калия). Они получают при сплавлении диоксида кремния с едкими щелочами или карбонатами калия и натрия, например:



Все кремневые кислоты очень слабые, поэтому растворимые в воде силикаты сильно гидролизуются:



#### 4 ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА УГЛЕРОДА, КРЕМНИЯ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ

Цель работы: закрепление теоретических знаний по химическим свойствам соединений углерода и кремния.

##### **Опыт № 1 Диоксид углерода и его свойства**

В пробирку с дистиллированной водой добавьте 2-3 капли индикатора метилового оранжевого и пропустите из аппарата Кипа углекислый газ. По мере насыщения воды углекислым газом индикатор изменяет окраску, показывая кислотные свойства раствора диоксида углерода.

**Вопрос.** Сопоставьте строение и радиусы атомов кремния и углерода, значения их энергии ионизации, проявляемые ими степени окисления, устойчивые для них координационные числа.

##### **Опыт № 2 Получение кремния магнийтермическим методом**

Пробирку с хорошо перемешанной смесью порошков магния и кварцевого песка (с массовым отношением 7:10) зажмите в штативе вертикально. Сначала смесь прогрейте, а затем нагревайте дно пробирки до тех пор, пока смесь не раскалится и не начнется реакция. Объясните наблюдаемое, имея в виду, с элементарным кремнием образуется силицид кремния.

После охлаждения пробирку разбейте и ее содержимое хорошо растолките в фарфоровой ступке. Полученный порошок сохраните для опыта № 4.

##### **Опыт № 3 Отношение кремния к кислотам и щелочам**

а) Проверьте отношение кремния к соляной и азотной кислотам. Для опытов берите минимальное количество кремния, используйте разбавленные (1М) и концентрированные кислоты. При необходимости нагрейте.

б) Испытайте отношение кремния к концентрированному раствору щелочи.

##### **Опыт № 4 Получение силанов и их самовосплавление**

Смесь кремния и силицида кремния, полученного в опыте 2, небольшими порциями перенесите в стакан с соляной кислотой (1:1). Объясните наблюдаемое. После окончания реакции жидкость слейте, осадок кремния промойте дистиллированной водой и сдайте лаборанту.

##### **Опыт № 5 Получение кремневых кислот в виде геля**

В пробирку с 1-2 мл 30%-ного раствора растворимого стекла – силиката натрия – быстро прилейте по каплям концентрированную соляную кислоту. Объясните наблюдаемое, запишите уравнение реакции.

### **Опыт № 6 Гидролиз силикатов**

а) В пробирку с 1 мл 10%-ного раствора  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  добавьте 2 – 3 капли фенолфталеина. Отметьте окраску индикатора. Чем она обусловлена? Запишите уравнение гидролиза соли.

б) Раствор силиката натрия (1 – 2 мл 10%-ного раствора  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ ) смешайте с двойным объемом 2н  $\text{NH}_4\text{Cl}$ . Объясните наблюдаемое. Определите, какой газ выделите? Запишите уравнения реакций.

### **Опыт № 7 Сравнение силы угольной и кремневой кислоты**

Налейте в пробирку 2 – 3 мл 10%-ного раствора  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  и пропустите через раствор ток  $\text{CO}_2$  из аппарата Кипа. Объясните наблюдаемое. Запишите уравнение реакций.

### **Опыт № 8 Получение нерастворимых силикатов**

В каждую из пробирок с 2 – 3 мл 10%-ного раствора силиката натрия бросьте несколько кристаллов одной из солей:  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{MnSO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ .

Обратите внимание на форму образовавшихся нерастворимых силикатов. Составьте уравнения реакций.

### **Литература**

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высшая школа, 1998. – 639 с.
2. Балецкая Л.Г. Неорганическая химия для студентов вузов. – Ростов н/Д: Феникс, 2005. – 256 с.
3. Воробьева Н.В. Практикум по неорганической химии. – М.: издательство Московского Университета, 1984. – 288 с.
4. Шрайвер Д., Эткинс П. Неорганическая химия. В 2 – х т. М.: Мир, 2004. – т.1 – 679, т.2 – 486 с.
5. Хаускрофт К., Констебл Э. Современный курс общей химии в 2 – х т. – М.: Мир, 2002. т.1 – 540 с, т.2 – 528 с.

## СОДЕРЖАНИЕ

1	Общая характеристика элементов главной подгруппы IV группы периодической системы Д.И. Менделеева	3
2	Углерод	5
2.1	Природные ресурсы	5
2.2	Аллотропные модификации углерода	5
2.3	Химические свойства углерода	6
2.4	Важнейшие соединения углерода	6
3	Кремний	11
3.1	Характеристика кремния	11
3.2	Химические свойства кремния	11
3.3	Важнейшие соединения кремния	12
4	Лабораторная работа. Химические свойства углерода и кремния и их соединений	14
	Литература	15