

Тема:
***IV ГРУПА ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ
Д. МЕНДЕЛЄЄВА (підгрупа Карбону)***

1. Загальна характеристика елементів.

2. Карбон. Фізичні та хімічні властивості.

3. Сполуки Карбону. Фізичні та хімічні властивості і застосування. (Карбон (II) оксид, Карбон (IV) оксид, карбонатна кислота)

4. Солі Карбонатної кислоти. Їх властивості, застосування.

5. Силіцій. Фізичні та хімічні властивості, одержання і застосування.

6. Сполуки Силіцію. Силан (SiH_4), силікатні кислоти і солі, скло. Їх властивості та застосування.

Загальна характеристика елементів

Назва елемента	Карбон Carboneum	Силіцій Silicium	Германій Germanium	Станум Stannum	Плюмбум Plumbum
Символ елемента	C	Si	Ge	Sn	Pb
Атомний номер	6	14	32	50	82
Відносна атомна маса	12,0112	28,086	72,59	118,69	207,19
Стабільні ізотопи	^{12}C (98,9%) ^{12}C (1,1%) ^{14}C	^{28}Si (92,97%) ^{29}Si (4,68%) ^{30}Si (3,05%)	10 стабіль- них ізото- пів з мас- совими числами від 112 до 124	існує у вигля- ді суміші 5 стабіль- них ізо- топів, найб. кількість ^{74}Ge (36,7%)	існує у вигля- ді суміші 5 стабіль- них ізо- топів, найб. кількість ^{208}Pb (52,3%)
Проста речовина	вуглець, алмаз, графіт, карбін, фулерен	кремній аморф- ний, криста- лічний	германій	олово	свинець

Знаходження в природі

Кількість Карбону в земній корі становить 0,14 ат. %. Він є головною складовою частиною тваринного й рослинного світу. У земній корі вуглець перебуває в складі кам'яного вугілля, нафти, мінералів CaCO_3 (крейда) або MgCO_3 (магнезит), у вигляді графіту або алмаза.

Силіцій — другий за поширеністю (після Оксигену) елемент. Він представлений сполуками SiO_2 (кремнезем), силікатними й алюмосилікатними породами й становить 20 ат. % від інших елементів в земній корі.

Для германія не характерне утворення рудних скупчень. У природі він зустрічається як елемент, що супроводжує силікати і сульфіди.

Станум зустрічається у вигляді мінералу каситериту SnO_2 ,
Плюмбум — у вигляді мінералу галеніту PbS .

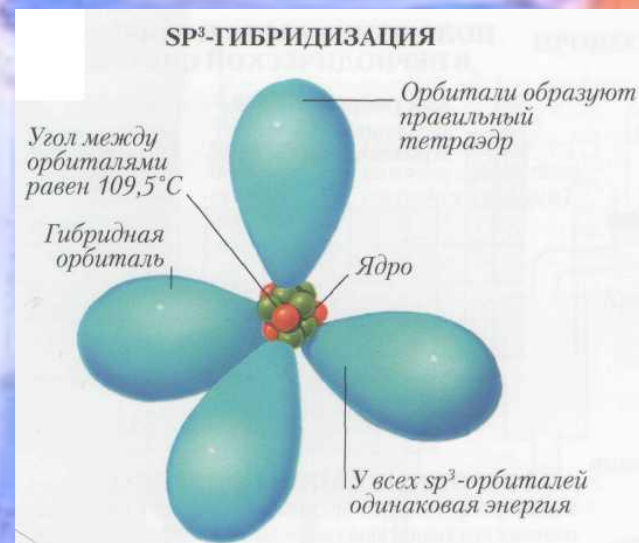
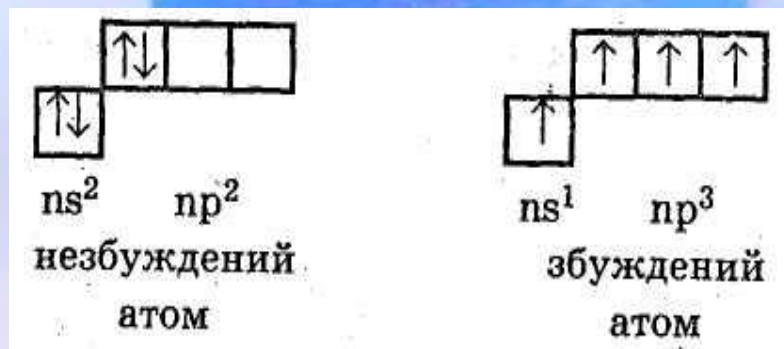
Електронна будова

Елемент	C	Si	Ge	Sn	Pb
Електронна конфігурація	$[\text{He}]2s^2p^2$	$[\text{Ne}]3s^23p^2$	$[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^2$	$[\text{Kr}]4d^{10}5s^25p^2$	$[\text{Xe}]4f^{14}5d^{10}6s^26p^2$
Ступінь окиснення	-4, +2, +4	-4, +2, +4	-4, +2, +4	-4, +2, +4	+2, +4
Радіус атома, нм	0,077	0,117	0,122	0,142	0,154
Електронегативність	2,5	1,8	1,8	1,8	1,9
Потенціал іонізації, eV	11,3	8,2	7,9	7,3	7,4

Розміри атомів у ряді $C—Si—Ge—Sn—Pb$ зростають, що супроводжується посиленням металічних (відновних) і ослабленням неметалічних (окисних) властивостей. Інакше кажучи, зі збільшенням радіуса атома здатність приєднувати електрони слабшає — атому стає енергетично вигідніше віддати електрони. Ця закономірність відбивається на зміні значень потенціалів іонізації: чим більший радіус атома, тим легше відбувається іонізація $E \rightarrow E^+$.

Всі елементи головної підгрупи IV групи — досить сильні відновники, більш типовими для них є позитивні ступені окиснення.

Атоми елементів підгрупи мають 4 валентні електрони й здатні утворювати в сполуках 4 ковалентні зв'язки.



Утворення sp^3 -орбіталей елементи IV групи утворюють сполуки, досить часто одна s- і три p-орбіталі їх зовнішніх елементів гібридизуються, утворюючи $4sp^3$ -орбіталі.

Фізичні властивості

Елемент	C	Si	Ge	Sn	Pb
Атомний номер	6	14	32	50	82
Агрегатний стан	твердий	твердий	твердий	твердий	твердий
Колір	алмаз — прозорий, графіт — сірий і блискучий, карбін — чорний	темно-сірий	сріблясто-білий	сріблясто-білий	темно-сірий
Температура кипіння, $t_{\text{кип.}}$, °C	—	3300	2850	2620	1745
Температура плавлення, $t_{\text{пл.}}$, °C	3750	1420	936	231,9	327,4

Хімічні властивості

Елементи головної підгрупи IV групи з'єднуються з Оксигеном, утворюючи оксиди загальної формули EO_2 . Оскільки в підгрупі зверху вниз посилюються металічні властивості елементів, то й властивості їхніх оксидів закономірно змінюються. Так, оксиди Карбону CO_2 і Силіцію SiO_2 — типові кислотні оксиди; з'єднуючись із водою, вони утворюють кислоти. Плюмбум оксид — основний; його взаємодія з водою призводить до утворення основи.

Сполуки елементів з воднем мають загальну формулу EH_4 , їхня стійкість знижується в ряді
$$CH_4 — SiH_4 — GeH_4 — SnH_4 — PbH_4$$

КАРБОН

Фізичні властивості

Вільний Карбон С може утворювати 4 основні алотропні модифікації:
алмаз, графіт, карбін і фулерен.

Алмаз — безбарвні прозорі кристали високої твердості. Твердість алмаза обумовлена структурою його кристалічної решітки, у якій кожний атом пов'язаний із чотирма сусідніми міцними ковалентними зв'язками, рівноцінними за енергією.

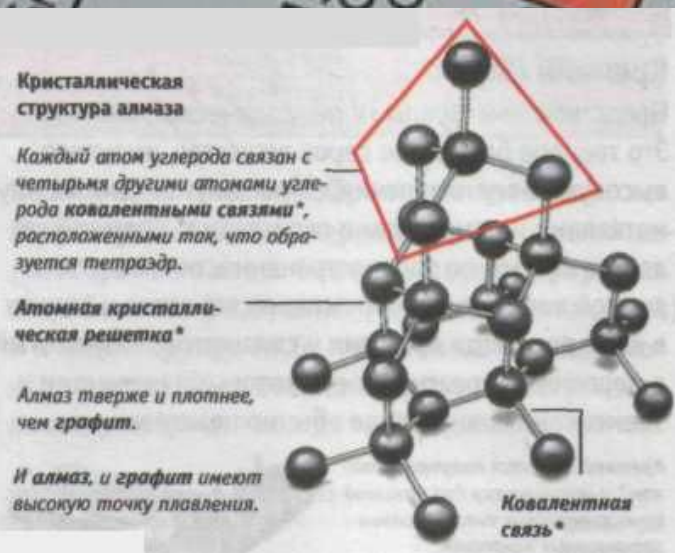
Графіт — сіра кристалічна речовина з металевим блиском, жирна на дотик. Графіт має шарувату структуру. У межах одного шару кожний атом вуглецю зв'язаний ковалентним зв'язком із трьома сусідніми.

Карбін — чорний порошок, кристали якого складаються з лінійних полімерів вуглецю ($\text{— C} \equiv \text{C —}$)_n. Нагрівання карбіну до 2000 °С призводить до утворення графіту.

Фулерен — маловивчена речовина, однак встановлено, що її молекули — порожні сфери, що складаються з 60, 70 або 80 атомів вуглецю.

Крім указаних модифікацій, Карбон у природі може існувати у вигляді вуглецевих матеріалів, вугілля (кокс, деревне вугілля), технічного вуглецю (сажа), скловуглецю.

Алмаз



Графит

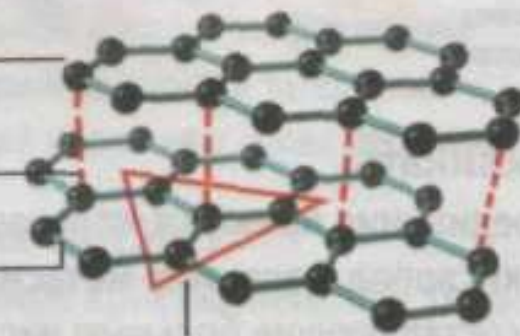
Кристаллическая структура графита

Слой атомов углерода

Слои связаны ван-дер-Ваальсовыми взаимодействиями*.

Ковалентная связь*

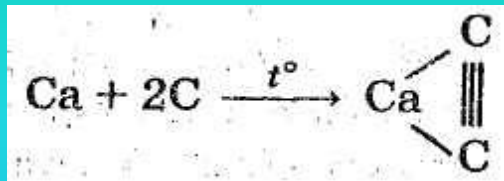
У каждого атома углерода три ковалентные связи* с другими атомами углерода в том же слое



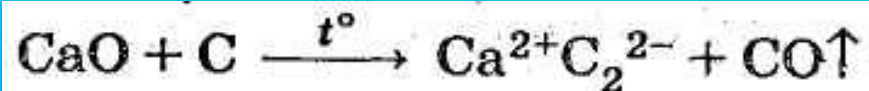
Фуллерен C_{60}

Атомы Карбону утворюють замкнуті сітчасті структури – фуллерени. Найбільш відомий фуллерен із 60 атомів Карбону, що утворюють з'єднані між собою п'яти- і шестикутники. У природі фуллерени практично не зустрічаються – їх синтезують у лабораторії.

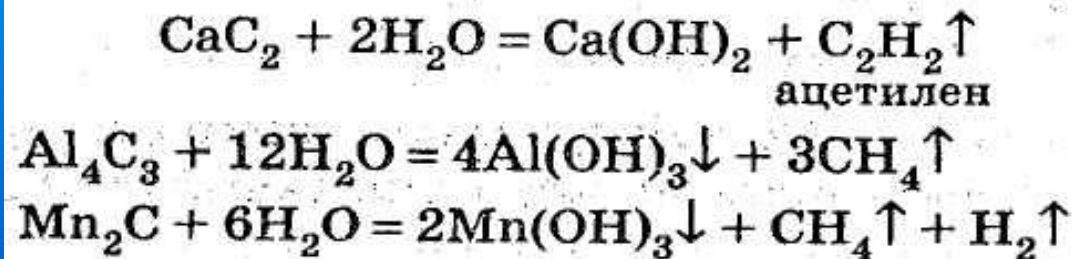
*Активні метали при взаємодії з вуглецем утворюють карбіди.
У цьому випадку відновні властивості металів вище, ніж вуглецю,
тому вуглець виступає окисником:*



*Карбіди також отримують при взаємодії з вуглецем оксидів
активних металів:*



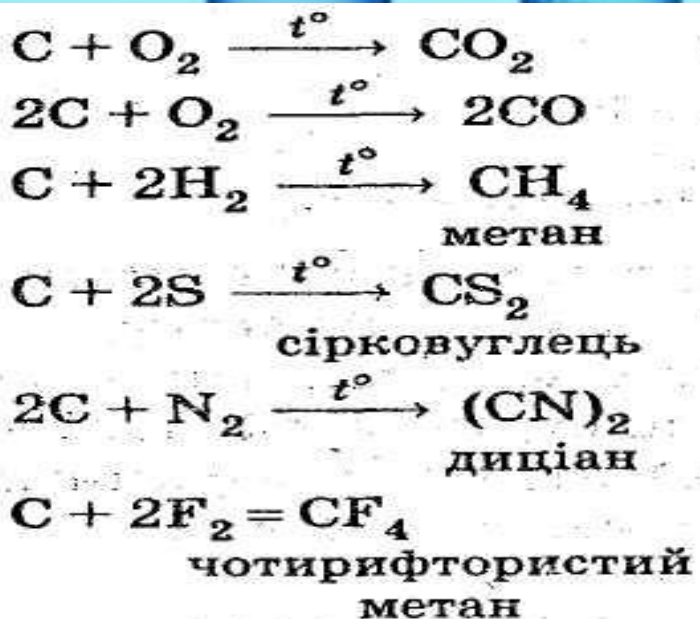
*Карбіди активних металів — хімічно активні сполуки.
Вони взаємодіють з водою, причому продукти взаємодії варіюються
залежно від активності металу:*



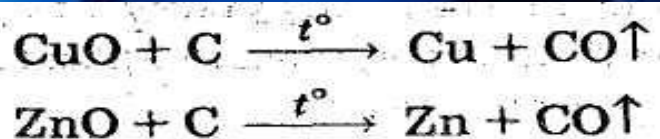
Хімічні властивості

Найбільшу хімічну активність мають природні вуглецеві матеріали, але незалежно від модифікації, Карбон є відновником.

Він активно відновлює неметали. За нормальних умов вуглець безпосередньо взаємодіє тільки з фтором. З усіма іншими неметалами реакція йде при нагріванні:



Вуглець відновлює метали з оксидів:



СПОЛУКИ КАРБОНУ

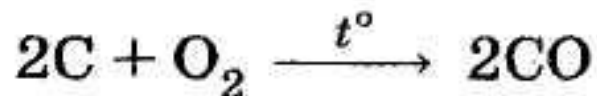
IV СО КАРБОН (II) ОКСИД

Фізичні властивості

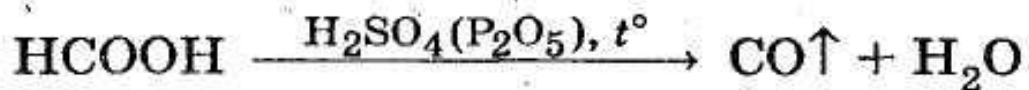
Карбон (II) оксид СО (чадний газ) — безбарвний газ, малорозчинний у воді, $t_{\text{пл.}} = -205^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{кип.}} = -192^{\circ}\text{C}$. Молекула СО лінійна: $\text{C} \equiv \text{O}$.

Одержання

СО утворюється при неповному згорянні вуглецю або вуглецевмісних сполук:



У лабораторії СО одержують зневоднюванням мурашиної кислоти:



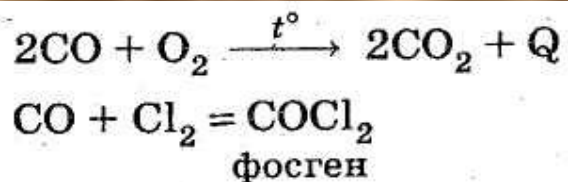
Промисловий спосіб одержання СО — пропущення вуглекислого газу СО над розігрітим вугіллям:



Хімічні властивості

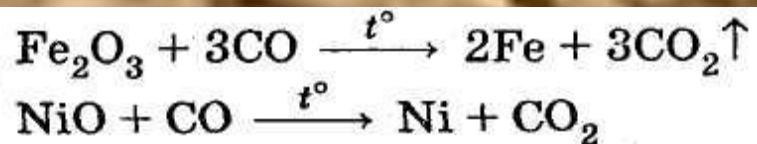
Карбон (II) оксид проявляє низьку хімічну активність, однак у реакціях, у яких CO бере участь, він є відновником.

При нагріванні або в присутності каталізатора він взаємодіє з неметалами:

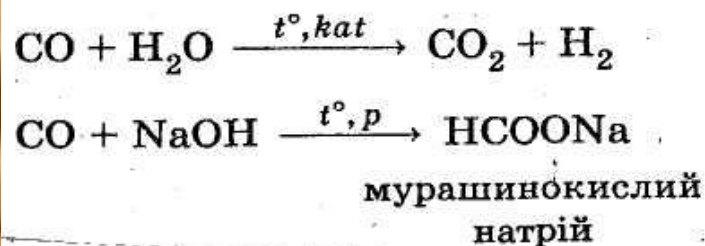


Фосген COCl_2 — отруйний газ.

У промисловості CO використовують для відновлення металів з їхніх оксидів:

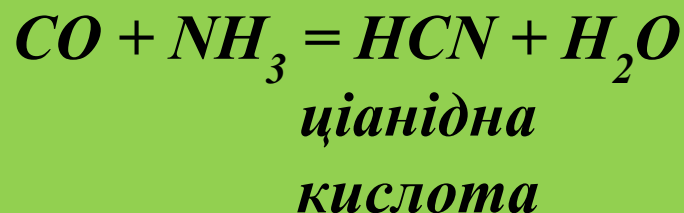


CO — несолетвірний оксид, однак він вступає в реакції з водою й лугами (реакції окиснення-відновлення):



СО біологічно активний: він необоротно взаємодіє з гемоглобіном крові, у результаті чого порушується перенесення кисню від легенів до тканин. На цьому ґрунтується отруйна дія чадного газу.

Сильною отруйною дією вирізняється й продукт взаємодії карбон (II) оксиду з аміаком (ціанідна кислота):





При неповному згорянні дров та вугілля у печі утворюється чадний газ, який може призвести до смертельного отруєння; оскільки він з'єднується з гемоглобіном крові і утворює міцний зв'язок. При цьому кисень не переноситься з кров'ю, і настає загибель живого організму.



Один з найперших протигазів.



В деяких місцях нашої планети CO_2 виділяється із недрів землі постійно. Більше 2 тис. років людству відома Собака печера біля Неаполя. У ній важкий вуглекислий газ стелиться по дну шаром товщиною до 1,5 м, і собаки, які попадають до печери, задихаються та гинуть.

КАРБОН (IV) ОКСИД CO_2

Фізичні властивості

Карбон (IV) оксид CO_2 (вуглекислий газ) — безбарвний газ без запаху, важчий за повітря, малорозчинний у воді. CO_2 скраплюють під тиском 0,6 МПа, при температурі $-78,5\text{ }^\circ\text{C}$ CO_2 сублімується.

Молекула CO_2 лінійна, неполярна:



$$\mu = 0$$

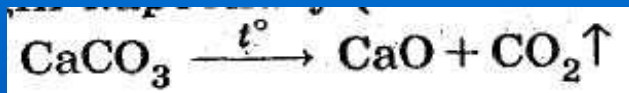
Одержання

У природі CO_2 утворюється в результаті дихання, а також окиснення різних органічних речовин (гниття тваринних і рослинних залишків, спалювання палива).

У промисловості CO_2 одержують термічним розкладанням кальцій карбонату (випалювання вапняку):

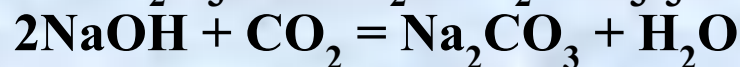
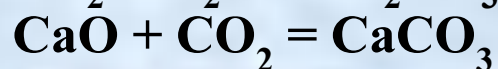


Лабораторний метод одержання CO_2 — взаємодія хлоридної кислоти з кальцій карбонатом:

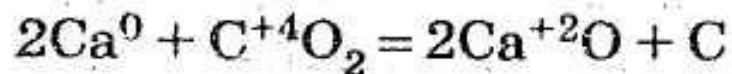
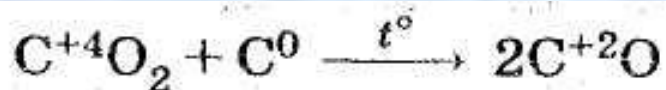


Хімічні властивості

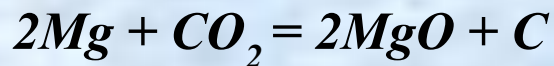
CO₂ — типовий кислотний оксид, вступає у взаємодію з водою, основними й амфотерними оксидами, а також з основами. У результаті реакцій утворюються вугільна кислота або солі-карбонати:



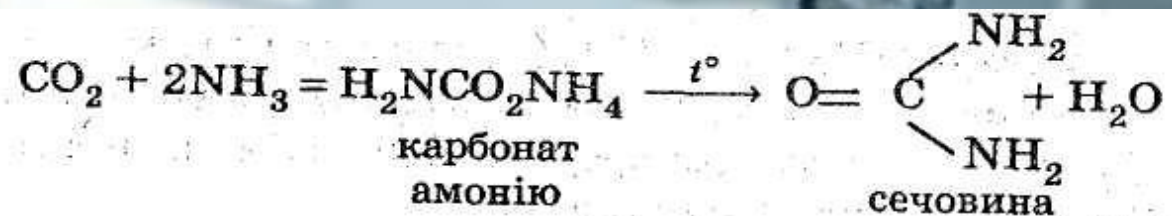
В окисно-відновних реакціях CO₂ проявляє окисні властивості:



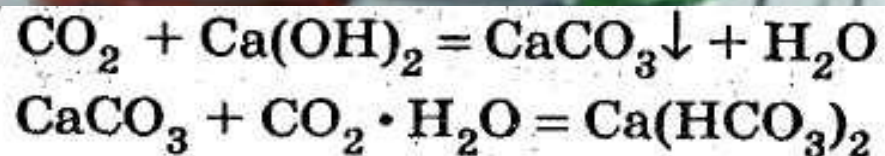
CO₂ не підтримує горіння й дихання (при концентрації CO₂ у людини настає параліч). Однак, деякі речовини можуть горіти в атмосфері CO₂:



Важливою реакцією є реакція взаємодії вуглекислого газу з аміаком, у результаті якої утворюється азотвмісне мінеральне добриво сечовина:



Якісною реакцією на вуглекислий газ є реакція його взаємодії з гідроксидом кальцію (вапном). У результаті реакції утворюється нерозчинний CaCO_3 (білий осад), що згодом переходить у розчинний $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$:

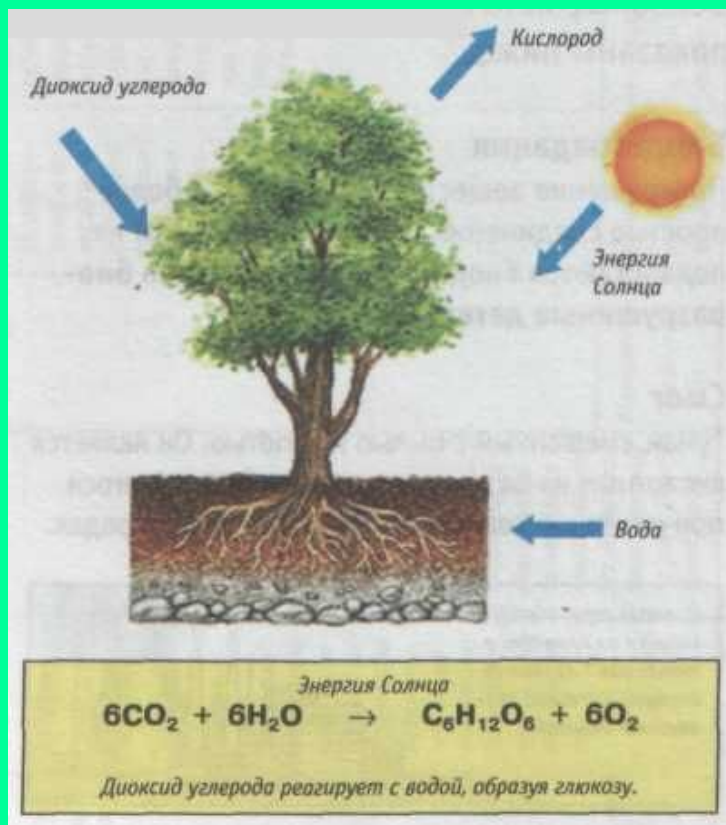


Застосування

CO₂ використовують при гасінні пожеж (коли не можна використовувати воду), у приготуванні мінеральної води й прохолодних напоїв.

В органічному синтезі CO₂ дозволяє створювати інертну атмосферу.

Твердий CO₂ («сухий лід») застосовується для охолодження продуктів, які швидко псуються, приготування й зберігання морозива.



ФОТОСИНТЕЗ

Фотохімічна реакція у земних рослинах. В процесі реакції з CO_2 і H_2O при використанні сонячної енергії утворюється глюкоза. Фотосинтез практично процес протилежний внутрішньому диханню і необхідний для існування життя на Землі.



КРУГООБІГ ВУГЛЕЦЮ

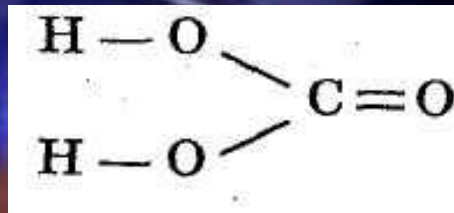
Постійна циркуляція вуглецю між повітрям, тваринами, рослинами та ґрунтом.

КАРБОНАТНА (ВУГІЛЬНА) КИСЛОТА H_2CO_3

Фізичні властивості

***Карбонатна кислота H_2CO_3 — нестійка сполука
й існує тільки в розведених водяних розчинах.***

Будова молекули карбонатної кислоти:



Одержання

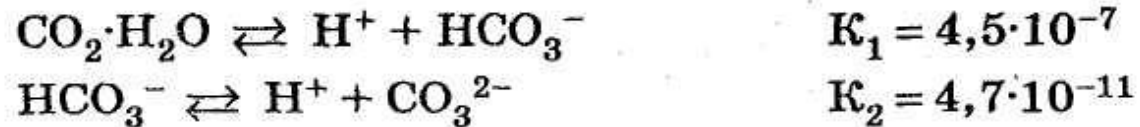
***Карбонатна кислота може бути отримана розчиненням у воді
карбон (IV) оксиду:***



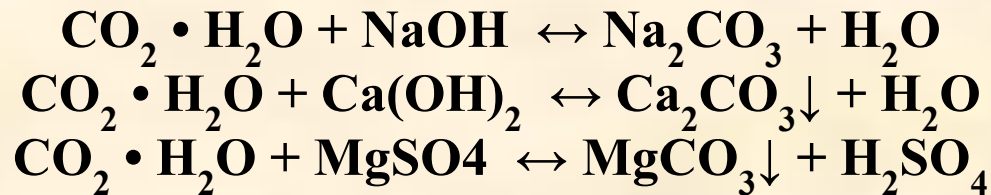
***Рівновага в системі зміщена вліво, тому в розчині карбонатна кислота
існує не у вигляді молекули H_2CO_3 , а у вигляді гідрату $\text{CO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$.***

Хімічні властивості

Карбонатна кислота слабка, у розчині дисоціює. Будучи двохосновною кислотою, вона дисоціює східчасто, причому процес дисоціації йде переважно за першим ступенем:



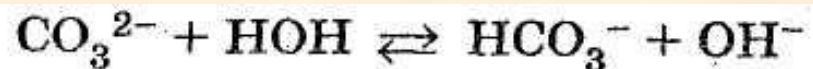
Розчини карбонатної кислоти мають слабкі кислотні властивості, тобто взаємодіють із лугами, основними оксидами й солями:



Карбонатна кислота як двохосновна утворює два типи солей: середні (карбонати) і кислі (гідрокарбонати).

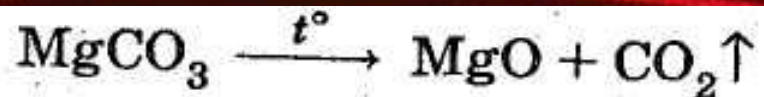
Карбонати — білі кристалічні речовини, більша частина яких нерозчинна у воді (добре розчиняються тільки карбонати лужних металів і амонію).

Карбонати у водяних розчинах піддаються гідролізу як солі слабкої кислоти (гідроліз за аніоном):

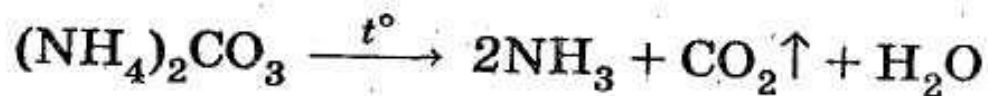


Внаслідок цього водяні розчини карбонатів мають лужну реакцію.

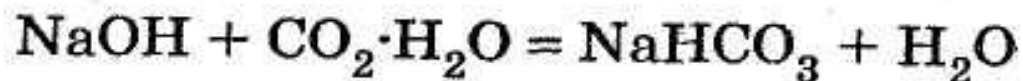
При нагріванні карбонати лужноземельних металів розкладаються на оксид металу й вуглекислий газ:



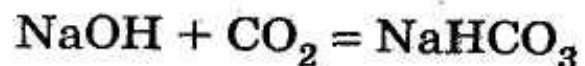
Амоній карбонат розкладається при нагріванні на аміак і вуглекислий газ:



Гідрокарбонати карбонатної кислоти одержують взаємодією карбонатної кислоти з нестачею лугу:

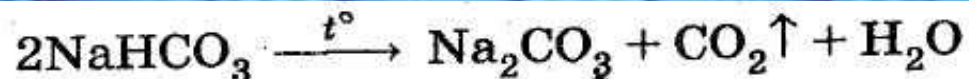


Також гідрокарбонати утворюються при пропусканні CO_2 через розчини лугів:

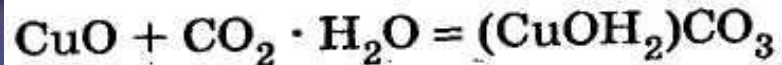


Всі гідрокарбонати добре розчинні у воді.

При прожарюванні гідрокарбонати розкладаються:

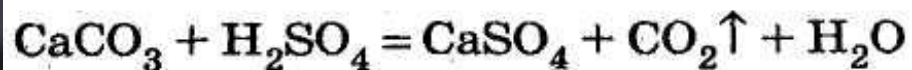


Зі слабкими основами карбонатна кислота утворює основні солі. Серед них широко відомий карбонат гідроксоміді — основна сіль, що утворюється при взаємодії купрум (II) оксиду з карбонатною кислотою:



Природний мінерал сполуки $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ відомий як малахіт.

Якісною реакцією на йон CO_3^{2-} є реакція карбонатів із сильними кислотами, наприклад, хлоридною або сульфатною. При цьому відбувається бурхливе виділення CO_2 :

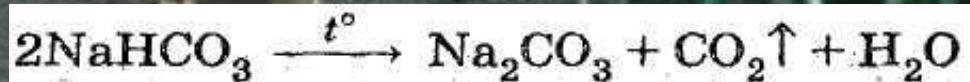


Застосування

Багато солей карбонатної кислоти мають важливе практичне значення.

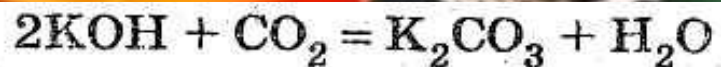
Натрій карбонат Na_2CO_3 (сода) може утворювати стійкий кристалогідрат $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (кристалічна сода). Кристалізаційна вода може вивітрюватися або видалятися при прожарюванні. Безводний Na_2CO_3 називається кальцинованою содою.

Кальциновану соду одержують із питної прожарюванням останньої:



Виділений карбон (II) оксид повертають у виробництво.

Калій карбонат K_2CO_3 (поташ) — добре розчинна у воді сполука. Калій гідрокарбонат також добре розчиняється у воді, тому його не можна одержати способом Сольве. Калій карбонат одержують пропусканням карбон (II) оксиду через розчин калій гідроксиду:



Поташ широко використовується у виробництві тугоплавкого скла й рідкого мила.

Карбамід $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ (сечовина) — біла кристалічна речовина, добре розчинна у воді. Одержують сечовину взаємодією карбон (IV) оксиду з аміаком при підвищеному тиску (спосіб Базарова):



Кальцій карбонат CaCO_3 — основний компонент таких мінералів, як вапняк, мармур і крейда. Всі вони широко використовуються в будівництві.

Крім того, вапняк додають у ґрунт для зниження його кислотності.

КАРБОНАТ НАТРІЮ

***Карбонат натрію знижує
температуру плавлення
піску, скло стає
водорозчинним***



КАРБОНАТ КАЛЬЦІЮ

***Карбонат кальцію знижує
температуру плавлення піску,
скло не стає розчинним***



КАРБОНАТ БАРІЮ

Карбонат барію забарвлює скло коричневим кольором

СИЛІЦІЙ

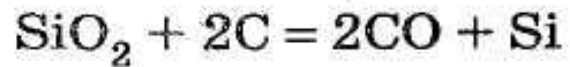
Фізичні властивості

Кремній Si — кристалічна речовина темно-сірого кольору з характерним блиском; існувати в аморфному стані. Найстійкіша конфігурація кремнію — алмазоподібна (кубічна гранецентрована кристалічна решітка).

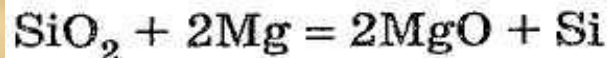
Кристалічний кремній — дуже твердий і тугоплавкий ($t_{пл.} = 1428\text{ }^{\circ}\text{C}$, $t_{кип.} = 2600\text{ }^{\circ}\text{C}$), він є напівпровідником. Гексагональна модифікація кремнію нестійка.

Одержання

Кремній одержують відновленням його з оксидів з використанням сильних відновників (C, Mg):

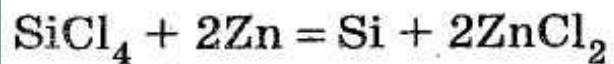


Ця реакція лежить в основі промислового способу одержання кремнію, що здійснюється в електропечах. Отриманий кремній має 95-98% -ву чистоту. Відновлення магнієм частіше застосовують у лабораторіях:



Отриманий таким способом кремній сильно забруднений домішками і його очищають перекристалізацією з розплавів металів.

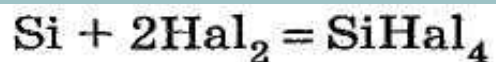
Кремній особливої чистоти одержують відновленням чотирихлористого кремнію парами цинку:



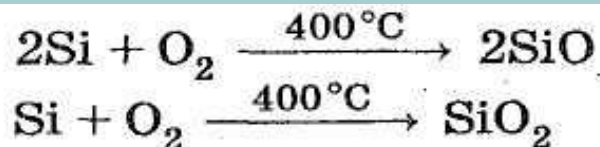
Очистити кремній можна й зонним плавленням.

Хімічні властивості

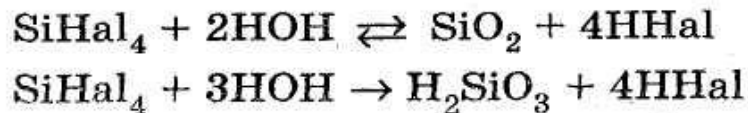
У звичайних умовах кристалічний кремній малоактивний, а при нагріванні легко взаємодіє з неметалами. Реакції з галогенами протікають у діапазоні температур 300—500 °С. із утворенням галогенідів кремнію (їхня загальна формула SiHal_4):



З киснем кремній взаємодіє з утворенням силіцій (II) і силіцій (IV) оксидів залежно від кількості кисню:

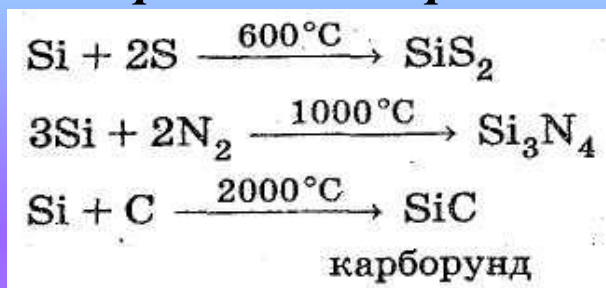


Галогеніди кремнію легко піддаються гідролізу:

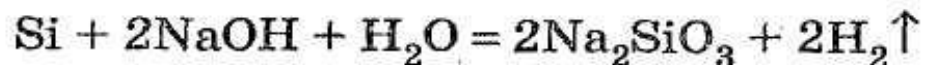


Зберігають галогеніди кремнію в запаяних або щільно закритих посудинах, оскільки на повітрі вони димлять.

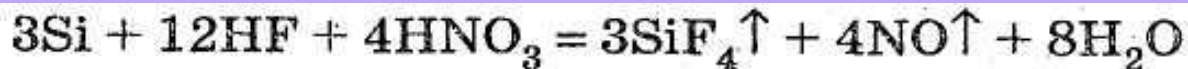
При значному нагріванні Силіцій реагує із Сульфуром, Нітрогеном і Карбоном:



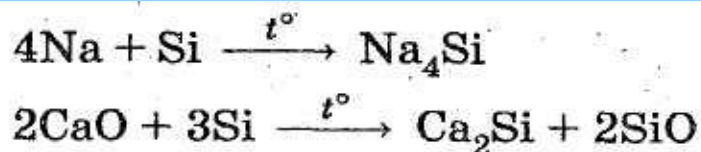
Кремній розчиняється в лугах з утворенням солей кремнієвої кислоти (силікатів):



Більшість кислот пасивує кремній, але в суміші концентрованої плавикової й нітратної кислот він розчиняється:



Кремній взаємодіє з активними металами і їхніми оксидами з утворенням силіцидів металів:



СИЛАН SiH_4

Фізичні властивості

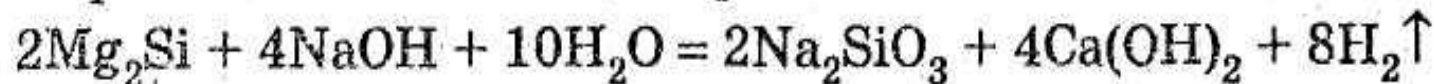
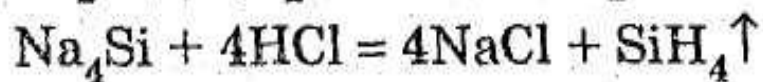
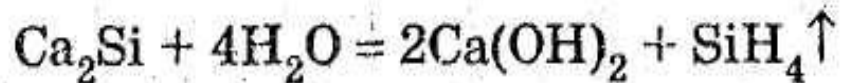
Силан SiH_4 – безбарвний газ із запахом цвілі.

Є першим членом гомологічного ряду

кремневоднів SiH_{2n+2}

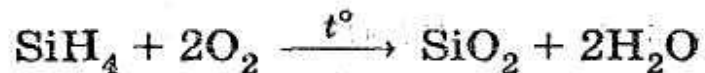
Одержання

Силан утворюється при розкладанні силіцидів лужних, лужноземельних металів і Mg водою, лугами або розведеними кислотами:

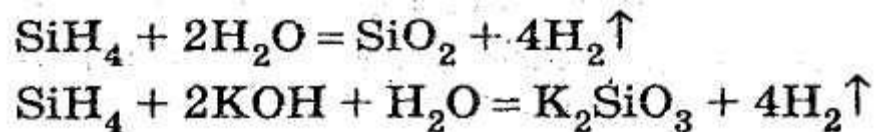


Хімічні властивості

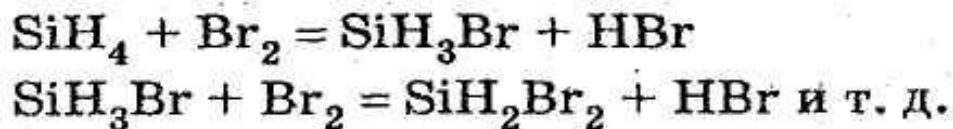
Силан дуже горючий, на повітрі самозаймається:



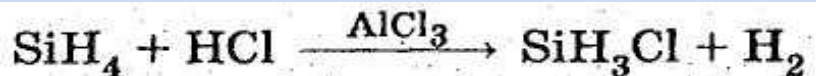
Під дією води й лугів силан розкладається з виділенням водню:



Силан взаємодіє з галогенами східчасто, замінюючи на галоген по одному атому Гідрогену:



З галогенводнями силан взаємодіє тільки в присутності каталізатора:

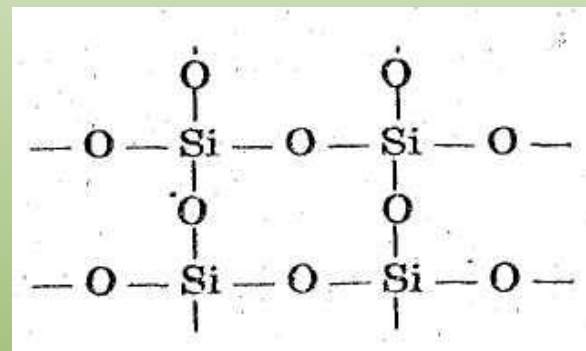


СИЛІЦІЙ (IV) ОКСИД SiO_2

Фізичні властивості

Силіцій (IV) оксид SiO_2 — тверда кристалічна речовина, тугоплавка ($t_{\text{пл.}} = 1713\text{ }^\circ\text{C}$, $t_{\text{кип.}} = 2590\text{ }^\circ\text{C}$).

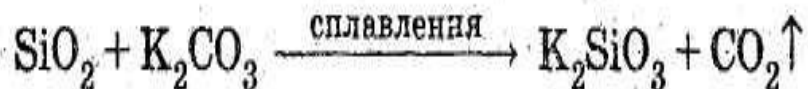
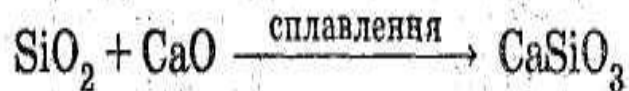
Кристали SiO_2 мають наступну будову (зображення плоске):



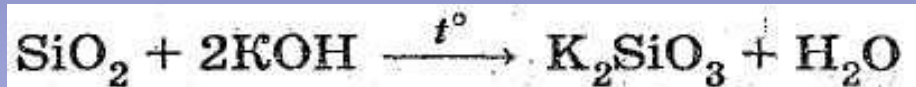
Хімічні властивості

SiO_2 є кислотним оксидом, однак з водою він не взаємодіє. Взагалі, SiO_2 досить інертний; вступає у взаємодію тільки з активними реагентами.

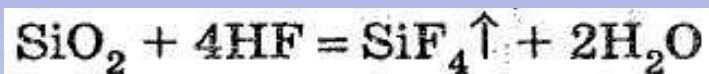
SiO_2 у процесі сплавлення взаємодіє зі сполуками основної природи (основними оксидами, основами), а також з карбонатами з утворенням солей силікатної кислоти (силікатів):



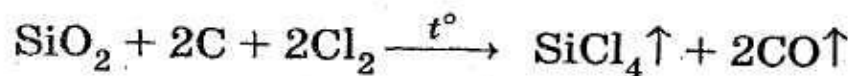
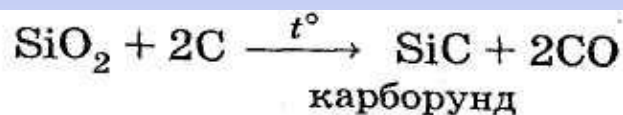
При кип'ятінні SiO_2 реагує з лугами:



Кислоти не діють на SiO_2 , він розчиняється тільки в плавиковій кислоті (HF):



Силіцій (IV) оксид взаємодіє з деякими неметалами:



СИЛІКАТНІ КИСЛОТИ І СОЛІ

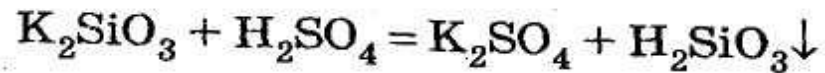
Силікатні кислоти мають загальну формулу $n\text{SiO}_2 \cdot m\text{H}_2\text{O}$, де n і m — цілі числа. Із цілого ряду силікатних кислот стійкими є ортосилікатна (H_4SiO_4) і метасилікатна, або силікатна (H_2SiO_3) кислоти.

Фізичні властивості

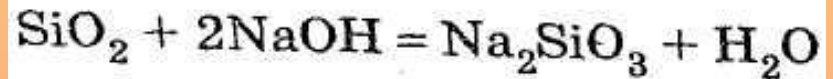
Силікатна кислота H_4SiO_3 — драглиста речовина, погано розчинна у воді.
У пересичених водяних розчинах вона поступово полімеризується й переходить у колоїдний стан.

Одержання

H_4SiO_3 одержують, витісняючи її з її солей.

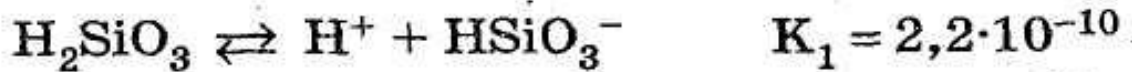


Загальний спосіб одержання силікатів —
сплавка SiO_2 з відповідними основами:

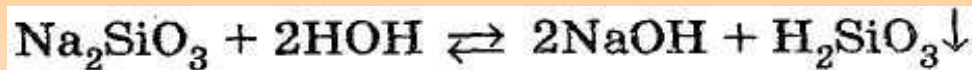


Хімічні властивості

Силікатна кислота — слабка (слабша за карбонатну):



Більшість солей силікатної кислоти нерозчинні у воді, розчинні тільки силікати лужних металів. У воді вони піддаються гідролізу за аніоном (солі слабкої кислоти):



Реакція середовища лужна.

СКЛО

Стекла — прозорі аморфні сплави, отримані в результаті нагрівання сумішей силікатів. Властивості стекол залежать від складу вихідних реагентів і від умов технологічного процесу їх виготовлення.

Скло – аморфне тіло, що одержують переохолодженням розплаву неметалів. Поступове збільшення в'язкості розплаву призводить до набуття розплавом механічних властивостей твердого тіла. Кристалізація скла стає можливою завдяки його термодинамічній нестійкості. За походженням скло поділяють на природне й штучне.

Природне скло вулканічного походження. Воно утворюється при сплавланні силіцій оксиду зі склотвірними природними матеріалами в умовах високої температури.

Штучне скло виготовляється з декількох основних

склотвірних матеріалів (кварцовий пісок SiO_2 , сода Na_2CO_3 , крейда CaCO_3 , каолінит $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, доломіт $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$, поташ K_2CO_3 та ін.). Певні домішки надають склу потрібні властивості: Na_2SO_4 , NaCl , NaNO_3 — прозорість; фториди, солей, оксид кобальту CoO — безбарвність; CrO , Cr_2O_3 , CuO , FeO , Fe_2O_3 — забарвлення.

Кварцове скло стійке до різких перепадів температур, плавиться при дуже високих температурах. Виготовляють його переплавленням силіцій (IV) оксиду. Воно широко застосовується в хімічній промисловості (виготовлення термостійкого посуду) і в медицині (кварцові лампи, ртутні лампи). Великим недоліком кварцового скла є його крихкість. Віконне й пляшкове стекла складаються зі сплавлених із SiO_2 силікатів натрію й кальцію (приблизний склад: $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$).



ПІСОК

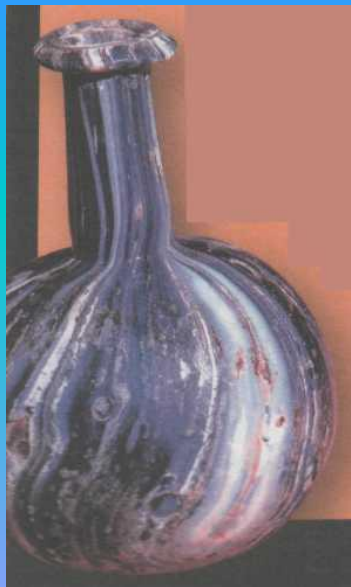
Пісок складається із великих кристаликів кварцу.



Це найбільший розповсюджений на землі мінерал. Він складається в основному із оксиду силіцію (IV).



Скло – отримують із розплавленого піску який складається в основному із кварцу. Для пониження температури плавлення до піску додають солі Натрію та Кальцію. Скло можна забарвити, додаючи до розплаву домішки, наприклад: BaCO_3 ; або Fe_2O_3 .

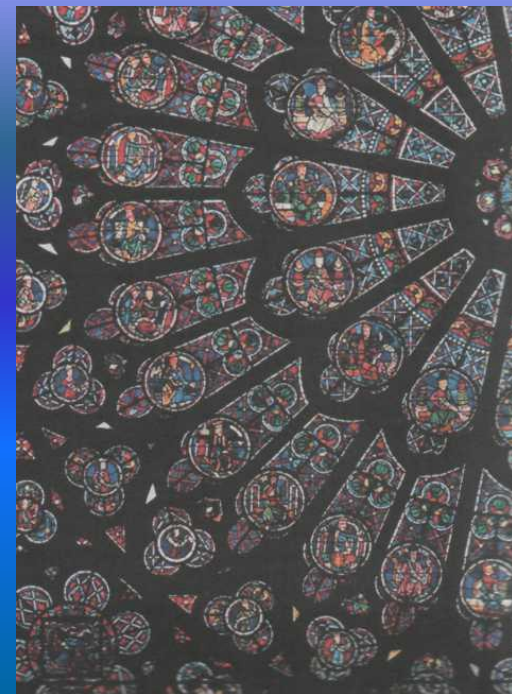


Натрієве скло – складається із суміші CaSiO_3 та Na_2SiO_3 .
Боросилікатне скло складається приблизно з 81% SiO_2 ; 13% B_2O_3 ,
а також невеликої кількості оксидів натрію та алюмінію. Це
скло витримує температуру до 800°C і характеризується
високою стійкістю до дії хімічних речовин. З нього
виготовляють кухонний та лабораторний посуд.
Свинцеве скло – містить PbO і використовується для
виготовлення кришталевого скла.

Флакони. Схід Середземного
моря. Перша половина 1 ст.

Для забарвлення скла до суміші додають оксиди металів:
Жовтий колір: CrO_3 ; NiO ; Fe_2O_3 ; Ag (в колоїдному стані) та ін.;
Зелений колір: Cr_2O_3 ; CuO ;
Синій колір: CuO ; CoO ;
Фіолетовий колір: NiO ; Mn_2O_3 ;
Рожевий колір: CoO ; MnO ; Se ;
Коричневий: Fe_2O_3 ; FeS ; Ti_2O_3 ; Bi_2S_3 ;
Рубіново-чорний: Au , Cu (в колоїдному стані), мікрокристали
 $\text{CdS} \cdot \text{CdSe}$.

Успіхи сучасної хімії зробили скло матеріалом, із якого
виготовляють негорючі тканини, театральні завіси, декорації,
килими, ізоляційні ленти, вату тощо.



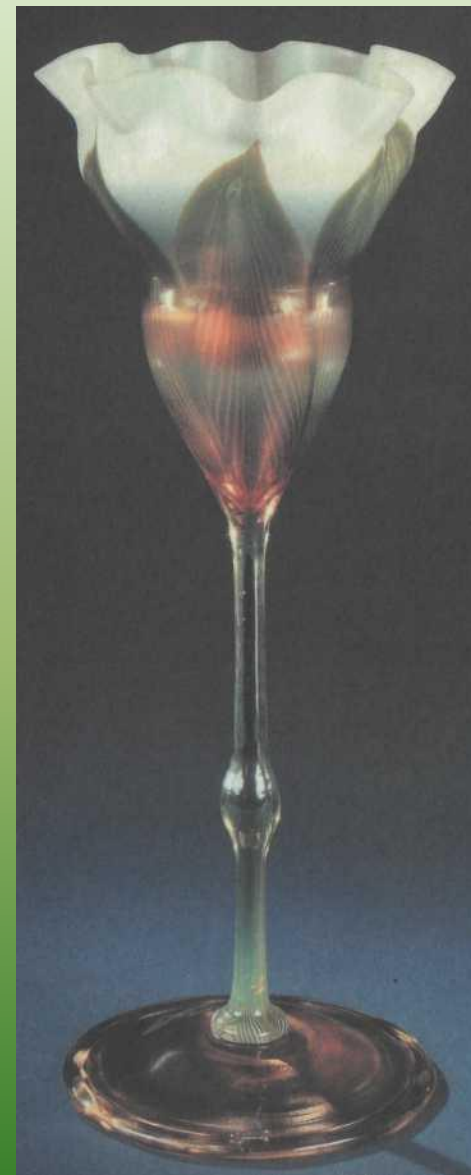
Чистий та прозорий різновид кварцу, називається гірським кришталем.

Кварц зустрічається у вигляді забарвлених сполук-аметистів (фіолетового кольору), цитринів (лимонно-жовтого кольору) тощо.

Із кварцевого скла виготовляють оптичні волокна. Це скло складається на 99,9% із чистого кварцу SiO_2 . Оптичні волокна використовують у телевізійній та телефонній галузях.



Кварц – SiO_2 існує багато різновидів: безколірний, кристалічний кварц-гірський кришталь, фіолетовий – аметист, коричневий – топаз.





Важливі сполуки кремнію – кремнезем. Він необхідний для життя рослин та тварин. В рослинах кремнезем нагромаджується у стеблах, і надає йому більшої міцності. Водорості, особливо діатомові також мають здатність акумулювати кремнезем. Радіолярії створюють гарний за формою скелет із кремнезему. Ця сполука силіцію знаходиться і у людини, найбільше міститься її у скловидному тілі ока.

ЛІТЕРАТУРА

1. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія: підручник для студентів вищ. Навч. закладів. – Київ; Ірпінь: ВТФ «Перун», 1998. – 480 с.

2. Карнаухов О.І., Мельничук Д.О. та ін. Загальна та біонеорганічна хімія: Підручник для студентів сільськогосподарських спеціальностей вищих аграрних навчальних закладів. – Вінниця: Нова книга, 2003. – 544 с.