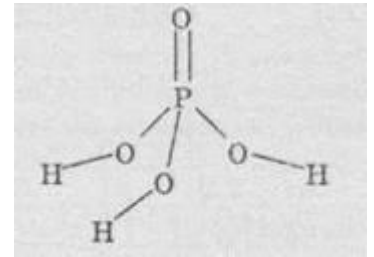


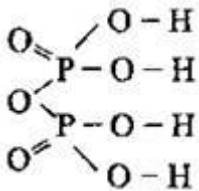
Тема заняття: Кислоти. Ортофосфатна, карбонатна, силікатна.**Твердість води****Ортофосфатна кислота**

При нормальних умовах ортофосфатна кислота являє собою безбарвну й розпливчасту на повітрі кристалічну сполуку із температурою плавлення +42 °С (65%-й розчин кислоти замерзає тільки при -85 °С). У твердому стані й у розчині молекули ортофосфатної кислоти асоційовані за рахунок водневих зв'язків, і тому концентровані розчини мають високу в'язкість. Фосфатна кислота добре розчиняється у воді (до 80% за масою). Її водні розчини — гарні електроліти (найвища електропровідність спостерігається тоді, коли концентрація кислоти становить 48%).



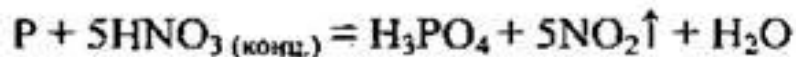
На відміну від багатьох сполук Фосфору, фосфатна кислота не отруйна.

Відомі також метафосфатна HPO_3  і пірофосфатна

$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$  кислоти.

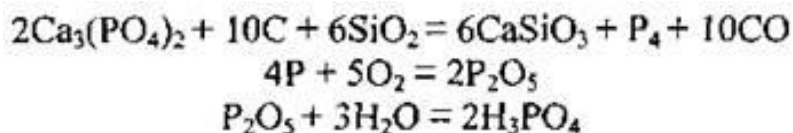
Добування ортофосфатної кислоти

У лабораторії:

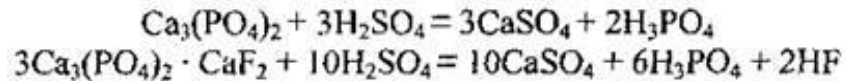


У промисловості ортофосфатну кислоту H_3PO_4 одержують:

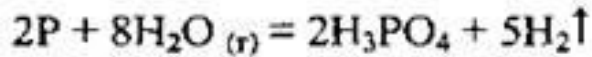
- піролітичним (електролітичним) способом — спочатку добувають фосфор, потім його спалюють і одержаний фосфор (V) оксид розчиняють у воді:



• гідролітичним способом — фосфорити або апатити обробляють сульфатною кислотою:

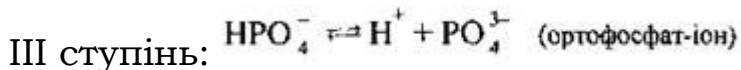
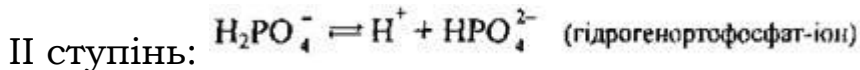
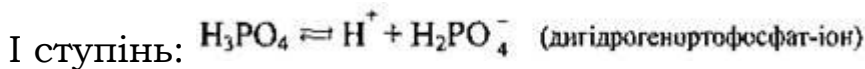


Найчистішу кислоту добувають так:



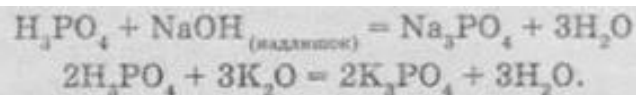
Хімічні властивості фосфатної кислоти

Фосфатна кислота — це трьохосновна кислота середньої сили ($K_{a1} = 7,5 \cdot 10^{-3}$, $K_{a2} = 6,3 \cdot 10^{-8}$, $K_{a3} = 1,3 \cdot 10^{-12}$). У водних розчинах дисоціація проходить за такою схемою:



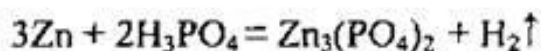
Найлегше проходить дисоціація за першим ступенем, а тому в розчині ортофосфатної кислоти є найбільше йонів H^+ і H_2PO_4^- .

Фосфатна кислота вступає у взаємодію з основами та основними оксидами:

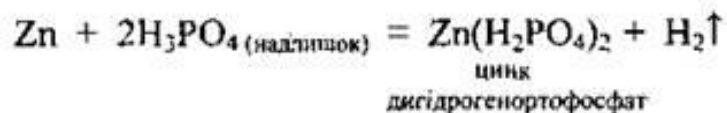


Більшість металів не розчиняється у фосфатній кислоті внаслідок утворення нерозчинної щільної оксидної плівки на поверхні металу. У воді розчиняються тільки фосфати амонію та найбільш активних металів (Натрію, Калію).

З металами, які розміщуються у витискувальному ряду лівіше від водню:



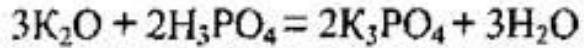
Реакції активно починаються і припиняються, тому що утворюються нерозчинні фосфати, які вкривають поверхню металу (пасивують). Щоб реакція пройшла до кінця, беруть надлишок кислоти; тоді утворюються розчинні у воді кислі солі:



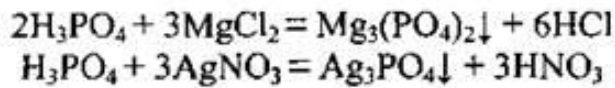
• із солями слабких кислот:



- з основними й амфотерними оксидами:

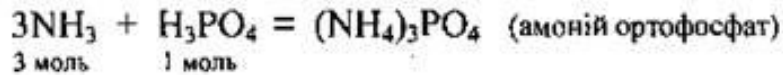
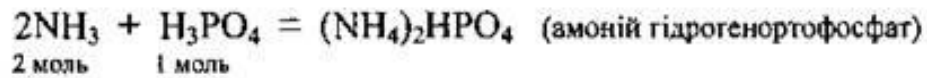
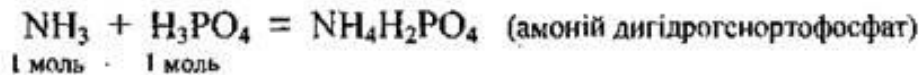


- із солями за умови утворення осаду:

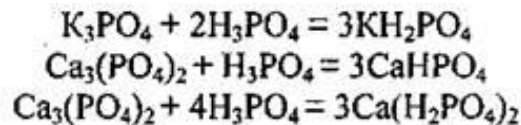


Утворюється жовтий осад аргентум ортофосфату — це якісна реакція на фосфат-іон PO_4^{3-} .

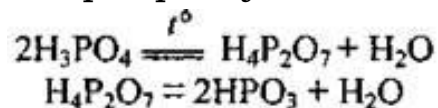
Ортофосфатна кислота реагує з розчином аміаку, утворюючи солі трьох типів:



Ортофосфатна кислота взаємодіє зі своїми середніми солями, перетворюючи їх на кислі солі:



2. Специфічні властивості ортофосфатної кислоти. Під час нагрівання ортофосфатна кислота поступово перетворюється на дифосфатну $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ та метафосфатну HPO_3 кислоти:



Застосування фосфатної кислоти

Фосфатну кислоту здебільшого застосовують для добування фосфатних добрив. Окрім того, її використовують у лакофарбовій, металургійній та харчовій промисловості, а також для запобігання корозії металів.

У харчовій промисловості ортофосфатну кислоту застосовують як добавку до безалкогольних напоїв (регулятор кислотності, харчовий стабілізатор E338).

Вона іде на виробництво синтетичних мийних засобів (триполіфосфату натрію $\text{Na}_5\text{P}_3\text{O}_{10}$, E451).

Її використовують для очищення поверхонь металів від іржі, створення захисного покриття (запобігання корозії).

Якісна реакція на фосфат-іон

Аналітичне визначення фосфат-іона ґрунтується на утворенні жовтого, не розчинного у воді осаду з іоном Аргентуму:



Солі ортофосфатної кислоти

Як трьохосновна кислота H_3PO_4 утворює три ряди солей:

1) середні (нормальні): K_3PO_4 — калій ортофосфат, $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ — магній ортофосфат;

і кислі:

2) однозаміщені: KH_2PO_4 — калій дигідрогенфосфат, $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ — кальцій дигідрогенортофосфат;

3) двозаміщені: K_2HPO_4 — калій гідрогенортофосфат, CaHPO_4 — кальцій гідрогенортофосфат.

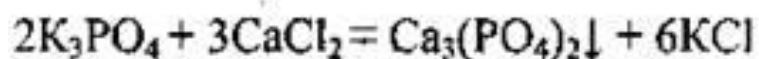
Більшість середніх солей у воді нерозчинні, за винятком ортофосфатів лужних елементів і амонію.

Усі ж дигідрогенортофосфати у воді розчиняються добре, краще, ніж гідрогенортофосфати.

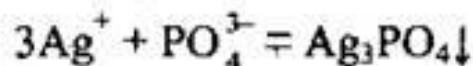
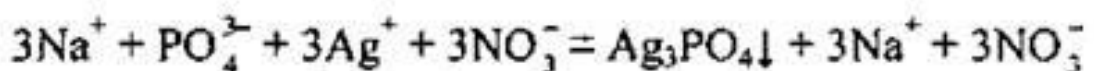
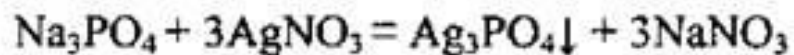
Хімічні властивості солей ортофосфатної кислоти

Розчинні у воді ортофосфати виявляють загальні властивості солей.

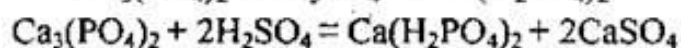
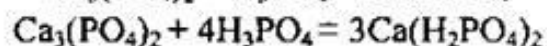
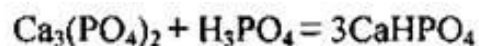
1. Розчинні солі взаємодіють з іншими солями за умови утворення осаду:



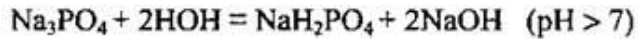
Якісною реакцією на ортофосфат-іон є реакція розчину аргентум нітрату з розчинами солей ортофосфатної кислоти з утворенням жовтого осаду. AgNO_3 — реактив на ортофосфат-іон:



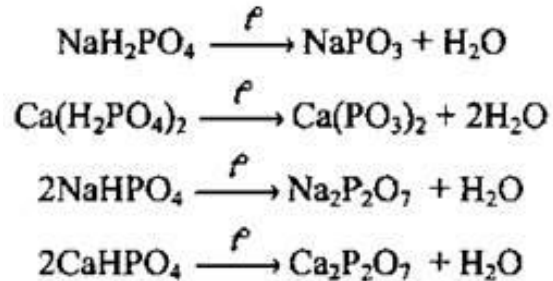
2. Реагують з кислотами, утворюючи кислі солі:



3. Розчинні у воді ортофосфати підлягають гідролізу:



4. Середні солі термічно стійкі, а кислі при нагріванні розкладаються з утворенням солей метафосфатної або пірофосфатної кислот:

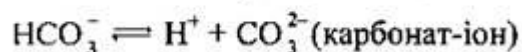
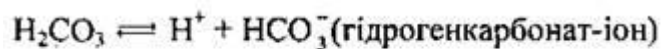


Застосування фосфатів

Виробництво фосфатних добрив, синтетичних мийних засобів. Можуть містити до 40 % фосфатів (найчастіше пентанатрій трифосфат $\text{Na}_5\text{P}_3\text{O}_{10}$), які пом'якшують воду, утворюючи комплексні сполуки з іонами Ca^{2+} та Mg^{2+} . У багатьох країнах використання фосфатів у мийних засобах заборонено.)

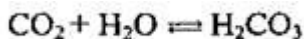
Карбонатна кислота

Карбонатна кислота H_2CO_3 — слабка двохосновна кислота, існує в дуже розбавлених розчинах. Є слабким електролітом. Дисоціює двоступенево (II ступінь — у незначній мірі):



Добування карбонатної кислоти

Карбонатну кислоту одержують розчиненням CO_2 у воді:



Солі карбонатної кислоти

Усі карбонати — тверді речовини з йонними кристалічними ґратками.

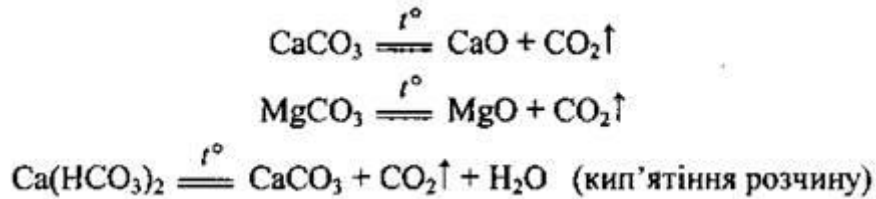
Як двохосновна карбонатна кислота утворює два ряди солей:

а) кислі солі (гідрогенкарбонати): калій гідрогенкарбонат KHCO_3 , кальцій гідрогенкарбонат $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, алюміній гідрогенкарбонат $\text{Al}(\text{HCO}_3)_3$; у воді розчиняються краще, ніж середні солі, NaHCO_3 — малорозчинний у холодній воді;

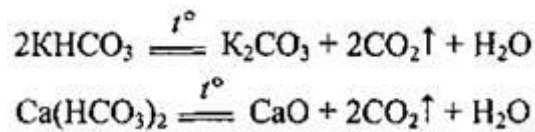
б) середні карбонати (CaCO_3 , K_2CO_3). Більшість їх, за винятком карбонатів лужних елементів та амонію, нерозчинні у воді.

Хімічні властивості карбонатів

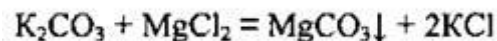
1. Карбонати розкладаються при нагріванні. Не розкладаються лише карбонати лужних металічних елементів, за винятком літій карбонату. Термічно нестійкі всі гідрогенкарбонати:



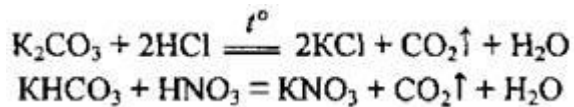
Якщо ж прожарювати гідрогенкарбонат лужного або лужноземельного металічного елемента при дуже високій температурі, то відбувається реакція:



2. Розчинні карбонати дають обмінні реакції з іншими солями:

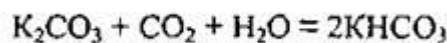


3. Карбонати та гідрогенкарбонати розкладаються кислотами, сильнішими за карбонатну:



Ці реакції використовують для якісного виявлення карбонат-іона CO_3^{2-} .

4. Середні карбонати можуть переходити в кислі солі:



5. Розчинні карбонати гідролізують:



6. Деякі карбонати розкладаються нелеткими оксидами:

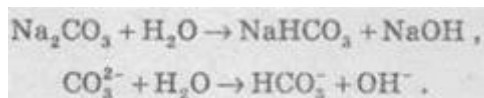
**Карбонати**

Як уже зазначалося вище, карбонатна кислота утворює два типи солей: середні солі (з аніоном CO_3^{2-} , наприклад, кальцій карбонат — CaCO_3 , натрій карбонат — Na_2CO_3) і кислі солі (з аніоном HCO_3^- , наприклад, натрій гідрогенкарбонат — NaHCO_3 , амоній гідрогенкарбонат — NH_4HCO_3).

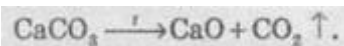
Карбонати й гідрогенкарбонати зазвичай являють собою безбарвні або білі кристалічні сполуки (за винятком пофарбованого

в зелений колір мінералу малахіту — основного купрум(II) карбонату $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$).

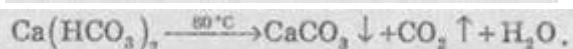
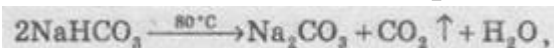
У воді розчиняються тільки карбонати лужних металів (окрім Літію) та амонію. На відміну від середніх солей, кислі солі, гідрогенкарбонати усі розчинні. Розчини карбонатів і гідрогенкарбонатів проявляють лужну реакцію за рахунок реакції гідролізу:



Розчинні карбонати металів (Na_2CO_3 , K_2CO_3 та $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$) при нагріванні не змінюються аж до температури плавлення, а нерозчинні карбонати при нагріванні розкладаються на оксид металу та вуглекислий газ:

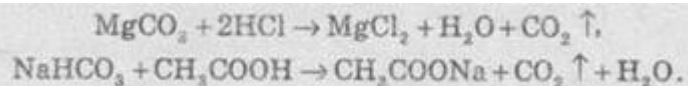


На відміну від карбонатів, усі гідрогенкарбонати розчиняються у воді. Однак уже при несильному нагріванні (до $+80^\circ\text{C}$) гідрогенкарбонати розкладаються згідно з рівняннями:



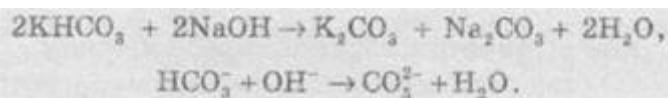
Із цими реакціями люди зіштовхуються в побуті при кип'ятінні води в чайнику, адже вапняний наліт на стінках чайника та на нагрівальній спіралі пральної машини не що інше, як суміш карбонатів Кальцію, Магнію й Феруму, що утворилися при розкладі відповідних гідрогенкарбонатів.

Усі карбонати й гідрогенкарбонати взаємодіють із більш сильними кислотами, ніж карбонатна, наприклад з оцтовою (CH_3COOH) або хлоридною (HCl) кислотами. При цьому виділяється вуглекислий газ і утворюються відповідні солі:



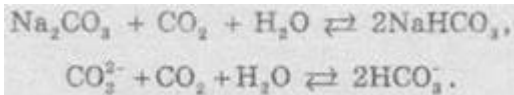
Перетворення карбонатів у гідрогенкарбонати

Оскільки гідрогенкарбонати являють собою кислі солі, то вони вступають у взаємодію з основами. При цьому утворюються карбонати й вода:

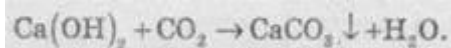


Можливий також і зворотний процес добування гідрогенкарбонатів з карбонатів. Для цього через розчин (або завись

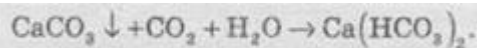
нерозчинного карбонату) пропускають вуглекислий газ. При цьому відбуваються такі перетворення:



Отже, ми можемо пояснити такий експеримент: через розчин кальцій гідроксиду ($\text{Ca}(\text{OH})_2$) пропускають вуглекислий газ. При цьому розчин спочатку мутніє, а потім стає знову прозорим. Очевидно, що при взаємодії кальцій гідроксиду з вуглекислим газом утворюється нерозчинний кальцій карбонат, через що й утворюється біла каламуть:



При подальшому пропусканні вуглекислого газу розчин знову стає прозорим за рахунок утворення кальцій гідрокарбонату:



Твердість води

Твердість води — це природна властивість води, обумовлена присутністю в ній розчинених солей Кальцію та Магнію. Сумарну концентрацію іонів Магнію й Кальцію називають загальною твердістю води. Розрізняють постійну й тимчасову твердість води, їхня порівняльна характеристика подана в таблиці.

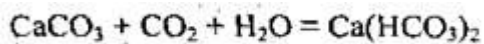
Характеристика	Тимчасова твердість, або карбонатна	Постійна твердість, або некарбонатна
Причини твердості	Наявність розчинених гідрокарбонатів Магнію $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ й Кальцію $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$	Наявність сульфатів, хлоридів або деяких інших солей Кальцію й Магнію (наприклад, CaSO_4 , MgCl_2 та ін.)
Джерела твердої води	Річкові й озерні води, водопровідна вода, різні газовані мінеральні води	Морська вода, вода солоних озер, природні негазовані мінеральні води
Усунення твердості	Усувається при кип'ятінні, при додаванні кислот або соди (Na_2CO_3)	Не усувається при кип'ятінні, але зникає при додаванні соди (Na_2CO_3) або при використанні іонообмінних смол

Морська вода непридатна для миття рук через її твердість — у твердій воді мило не милиться. Тверда вода так само непридатна для прання, тому що основний компонент прального порошку утворює хімічна сполука з іонами Магнію та Кальцію. Природна помірна твердість води необхідна для нормального вмісту Кальцію в організмі та повноцінного розвитку його кісток, але при надмірному її вживанні з'являється ймовірність утворення в нирках каменів, які являють собою Кальцієві й Магнієві солі щавлевої кислоти: MgC_2O_4 — магній оксалат та CaC_2O_4 — кальцій оксалат;

Твердість води зумовлена наявністю розчинних у ній солей. При використанні твердої води витрачається значно більше мийних засобів, утворюється накип на посуді та нагрівальних приладах. Дуже м'яка вода може спричинити корозію труб.

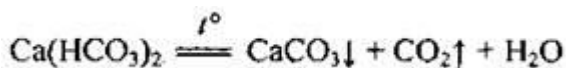
Розрізняють два види твердості води: тимчасову та постійну.

Тимчасова (карбонатна) твердість зумовлена наявністю у воді гідрогенкарбонатів Кальцію $Ca(HCO_3)_2$ та Магнію $Mg(HCO_3)_2$. Вода, яка завжди містить незначну; кількість розчиненого карбон(IV) оксиду, протікає крізь гірську породу, що складається з нерозчинних карбонатів. Під впливом, карбонатної кислоти вони перетворюються на розчинні гідрогенкарбонати.



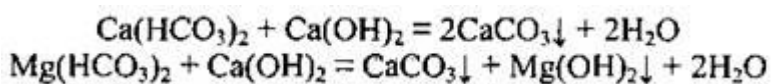
Постійний рух води спричиняє вимивання порід (утворення печер¹⁾).

Карбонатну твердість усувають кип'ятінням:

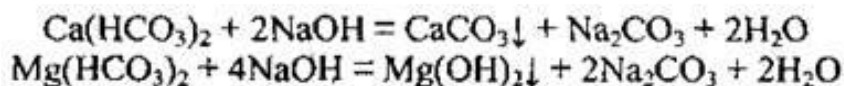


Хімічні шляхи усунення тимчасової твердості:

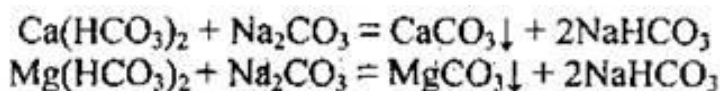
1) вапняковий метод:



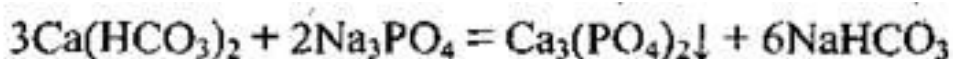
2) натронний метод:



3) содовий метод:

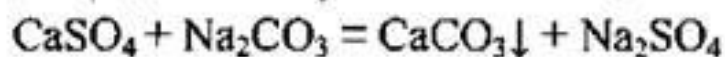


4) фосфатний метод:

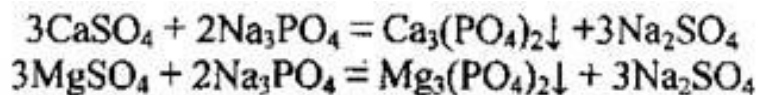


Постійна (некарбонатна) твердість води зумовлена наявністю у воді сульфатів і хлоридів Кальцію та Магнію (головним чином), а також Феруму й Мангану. Шляхи усунення:

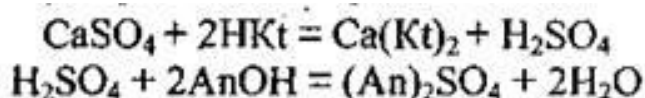
а) содовий метод:



б) фосфатний метод:



в) іонітний метод — йони Ca^{2+} та Mg^{2+} заміщуються на йони Na^+ (або H^+):



Існують іоніти, які повністю знесолюють воду (метод знесолення) — усі іони заміщуються на йони H^+ і OH^- . Іоніти (катіоніти й аніоніти) — тверді високомолекулярні полікислоти чи поліоснови (іонообмінні смоли) — потребують періодичної регенерації;

г) зворотний осмос: використовують напівпроникні мембрани (поліамідні), унаслідок чого видаляється більшість (до 99,9 %) солей; застосовують для підготовки питної води;

г) електродіаліз, оснований на видаленні з води солей під впливом електричного поля;

д) дистиляція, тобто перегонка (випарювання з подальшою конденсацією) води.

Твердість води вимірюють у моль/ м^3 , ммоль/л, однак на практиці її частіше виражають через молярну концентрацію еквівалентів (нормальну концентрацію) йонів Кальцію та Магнію в міліграм-еквівалентах на літр (мг-екв/л): 1 мг-екв/л відповідає 20,04 мг Ca^{2+} (або 12,16 мг Mg^{2+}), які містяться в 1 л води. Якщо твердість води менша за 2 мг-екв/л, то вода м'яка, 2-10 — середня, понад 10 — тверда.

В трубах з гарячою водою, у котлах і чайниках відкладається вапняний наліт, що перешкоджає нормальному теплообміну й у свою чергу призводить до надмірної витрати палива, а надалі й до течі труб, вибуху котлів та плавлення чайників.

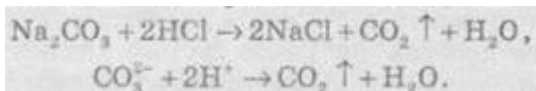
Для того щоб позбутися вапняного нальоту в чайнику, слід залити його на ніч столовим оцтом (9% водним розчином оцтової кислоти).

Застосування карбонатів і гідрокарбонатів

Назва сполуки	Формула сполуки	Сфера застосування
Амоній гідрокарбонат	NH_4HCO_3	У сільському господарстві як високоефективне азотне добриво й у харчовій промисловості як розпушувач тіста
Натрій гідрокарбонат (питна сода)	NaHCO_3	У медицині й у хлібопекарській промисловості
Кальцій карбонат	CaCO_3	Наповнювач для паперу та лінолеуму, широко застосовується в будівельній справі, для добування вапна
Калій карбонат (поташ)	K_2CO_3	Застосовують для виробництва скла, у миловарній справі, а також як калійне добриво
Натрій карбонат (кальцинована сода)	Na_2CO_3	У медицині як знежирювальний засіб, для виробництва скла, як наповнювач вуглекислотних вогнегасників
Плюмбум карбонат	PbCO_3	Як основний компонент свинцевого білила
Амоній карбонат	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$	При фарбуванні тканин та при виробництві вітамінів
Барій карбонат	BaCO_3	При виробництві скла, для виготовлення емалей та глазурі, для боротьби з гризунами

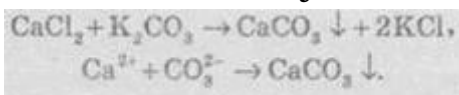
Якісна реакція на карбонат-іон

Для виявлення карбонат-іона використовують, в основному, дві реакції. Перша полягає в тому, що на досліджуваний розчин діють розведеними мінеральними кислотами, наприклад, сульфатною або хлоридною. При цьому, у разі присутності карбонатів, виділяються пухирці вуглекислого газу, що утворюється за такою реакцією:



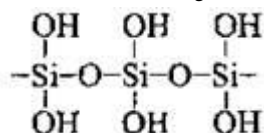
У якісному аналізі також використовують той факт, що карбонати лужноземельних металів нерозчинні у воді. Тоді до

досліджуваного розчину додають сіль Кальцію або Барію, унаслідок чого в розчині утворюється біла каламуть:



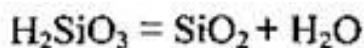
Силікатна кислота, силікати

Силікатна кислота H_2SiO_3 — це найпростіша з кремнієвих кислот, склад яких виражають формулою $n\text{SiO}_2 \cdot m\text{H}_2\text{O}$. Як правило, силікатна кислота — це суміш різних полі-кремнієвих кислот, які різняться довжиною ланцюгів. Окремі кислоти виділити практично неможливо. Отже, формула H_2SiO_3 є умовною і лише відображає кількісне співвідношення між атомами в молекулі. Атоми Силіцію у кислоті сполучені через атоми Оксигену в ланцюги різної довжини:

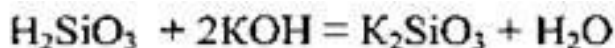


Це дуже слабка кислота. У воді силікатна кислота, на відміну від інших неорганічних кислот, практично нерозчинна, але легко утворює колоїдні розчини.

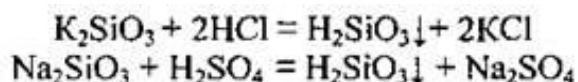
За звичайних умов (поступово) або при нагріванні (швидше) силікатна кислота розкладається на воду й ангідрид силікатної кислоти:



Силікатна кислота не змінює кольору індикаторів, не реагує з металами, але розчиняється в лугах, утворюючи солі (силікати):

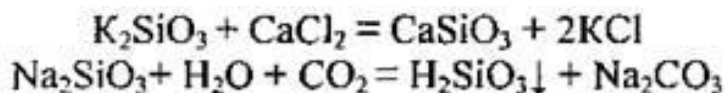


Її можна одержати з розчинів силікатів дією на них сильніших кислот: хлоридної, сульфатної і навіть карбонатної. Реакцію розчину солі силікатної кислоти з хлоридною або сульфатною кислотою використовують як якісну. Кислота випадає з розчину у вигляді гелю:

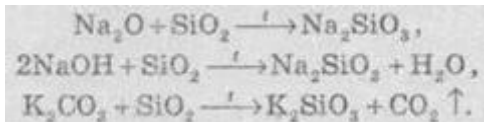


Силікати — солі силікатної кислоти, тугоплавкі, термічно стійкі речовини. Більшість з них (крім силікатів Натрію і Калію¹) нерозчинні у воді.

Розчинні у воді силікати вступають у реакції йонного обміну:



З усіх силікатів у воді розчиняються тільки силікати лужних металів. Амоній силікат не отриманий. Зазвичай силікати добувають сплавленням оксидів, гідроксидів або карбонатів металів із кремнеземом (силіцій(IV) оксидом):



Силікати широко застосовують у виробництві будівельних матеріалів (азбест, рідке скло, скло віконне, свинцеве скло (кришталь), різні керамічні матеріали (цегла, черепиця, посуд тощо), негашене вапно, цемент, бетон.

Застосування силікатної кислоти і силікатів

Водний розчин натрій силікату використовують для просочування деревини та тканин, щоб надати їм вогнетривкості; для виготовлення цементних розчинів, мийних засобів, силікатного клею. Алюмосилікати застосовують як адсорбенти і у силікатній промисловості. Водний розчин натрій та (або) калій силікату називають силікатним клеєм, або рідким склом.

Мінеральні добрива

При сільськогосподарському використанні земельних ресурсів упродовж багатьох років речовини, необхідні для повноцінного розвитку рослин, поступово вичерпуються. Унаслідок цього з плином часу ґрунт втрачає свою родючість.

Оскільки чисельність населення нашої планети повсякчас зростає, виникає потреба в збільшенні кількості сільськогосподарської продукції. Однак це не завжди вдається зробити, тому що ґрунт поступово втрачає родючість, а відповідно й знижується врожайність.

У цьому разі на допомогу приходять хіміки. Аби зарадити справі, вчені-хіміки запропонували штучно вносити в ґрунт сполуки необхідних елементів. Найнеобхіднішими для життєдіяльності рослин є такі елементи: С, Н, О, N, P, K, Ca, Mg, Fe та S. Ці елементи необхідні рослинам у великих кількостях, тому добрива, які їх містять, називають макродобривами. Інші елементи, які рослини потребують у менших

кількостях, також вносять у ґрунт за допомогою добрив. Такі речовини називають мікродобривами.

Залежно від складу добрив, їх поділяють на прості, складні й змішані. До складу простих добрив входить тільки один необхідний елемент (наприклад, амоній хлорид містить тільки один живильний компонент — Нітроген), до складу складних добрив входить кілька корисних компонентів (наприклад, нітрофоска містить Нітроген, Фосфор та Калій), а змішані добрива виготовляють шляхом звичайного змішування кількох добрив.

Найбільш важливими добривами є:

— нітрати лужних металів та амоніаку (селітри) — цінні природні нітратні добрива, а калій нітрат до того ж ще й калійне добриво;

— карбамід (сечовина) $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ — високоефективне нітратне добриво, яке за вмістом Нітрогену перевершує аміачну селітру, здебільшого його застосовують для вирощування таких культур, як картопля, кукурудза, буряк та рис;

— фосфористе борошно — продукт переробки кісток свійської худоби; головна перевага фосфористого борошна — повільне розчинення в ґрунті, що обумовлює тривалу дію добрива;

— простий суперфосфат — суміш сульфатів лужноземельних металів та $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$; розведене (малий вміст Фосфору), але досить ефективно добриво на багатьох видах ґрунтів;

— подвійний суперфосфат — концентроване фосфатне добриво, яке добувають із природних фосфатів дією фосфатної кислоти; містить до 50% Фосфору;

— преципітат — являє собою сполуку $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; за своїми агрохімічними властивостями дуже схожий на подвійний суперфосфат, однак вартість преципітату приблизно у 2 рази вища, що обмежує його застосування в сільському господарстві;

— хлорид та сульфат Калію — ефективно калійне добриво, яке використовують як у кристалічній формі, так і в розчиненій;

— амофос — суміш $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ та $(\text{NH}_4)_2 \text{HPO}_4$; високоефективне складне нітратно-фосфатне добриво, яке добувають нейтралізацією фосфатної кислоти амоніаком;

— нітроамофоска та амофоска — складні високоефективні потрійні добрива, що містять Нітроген, Фосфор та Калій.