

30.03.2023

Хімія

Група 34

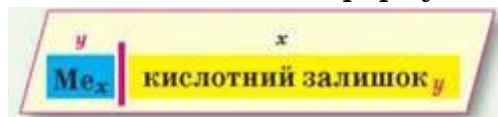
Уроки 34-35

Тема 34 уроку: Солі, їх поширення в природі.

Тема 35 уроку: Середні та кислі солі.

Зворотній зв'язок: nastyanazar04@gmail.com або Телеграм @nastiatina

Солі – це складні речовини з загальною формулою



Солі — це електроліти, що дисоціюють з утворенням катіонів металічного елемента й аніонів кислотного залишку, наприклад: $K_2CO_3 = 2K^+ + CO_3^{2-}$.

Серед неорганічних сполук за поширеністю у природі солі займають друге місце після оксидів.

СЕРЕДНІ СОЛІ. Так називають продукти повного заміщення Гідрогену в молекулі кислоти йонами металічного елемента, наприклад: K_2SO_4 , K_3PO_4 .

Середні солі — продукти повного заміщення атомів Гідрогену йонами металічного елемента в молекулі кислоти. Їхні кислотні залишки не містять атомів Гідрогену:



Як ви знаєте, за сучасною номенклатурою назви середніх солей утворюють з двох слів у називному відмінку: першим називають катіон металічного елемента, другим — аніон кислотного залишку, який є однокорінним із назвою відповідної кислоти, наприклад: $CaCl_2$ — кальцій хлорид (хлоридна кислота), Na_3PO_4 — натрій ортофосфат (ортофосфатна кислота), KNO_3 — калій нітрат (нітратна кислота). Відмінюється тільки друге слово, наприклад: кальцій хлоридом, калій нітрату.

КИСЛІ СОЛІ. Якщо катіони Гідрогену в кислоті неповністю заміщені катіонами металічного елемента, утворюються кислі солі.

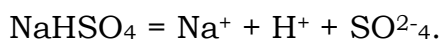
Кислі солі — продукт неповного заміщення Гідрогену в кислоті катіонами металічного елемента, тому кислотні залишки таких солей містять Гідроген, наприклад $KHSO_4$, KH_2PO_4 , K_2HPO_4 .

Назви кислотних залишків кислих солей складають так, щоб у них було відображено наявність Гідрогену. Так, кислотний залишок HSO_4^- одновалентний і має назву гідрогенсульфат, а сіль $KHSO_4$ — калій гідрогенсульфат. Наявність двох атомів Гідрогену в назві кислоти солі передають приставкою «дигідроген», наприклад: KH_2PO_4 — калій дигідрогенортофосфат.

ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ КИСЛИХ СОЛЕЙ. Кислі солі багато в чому повторюють хімічні властивості середніх солей, хоча мають певні особливості. Зупинимось на них.

1. Електролітична дисоціація

Кислі солі, утворені сильними кислотами, дисоціюють повністю і в одну стадію:

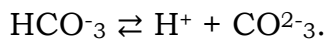


Кислі солі, утворені слабкими кислотами, дисоціюють у дві стадії.

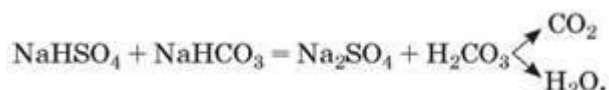
На першій — повністю:



на другій — частково й дисоціація є оборотною реакцією:

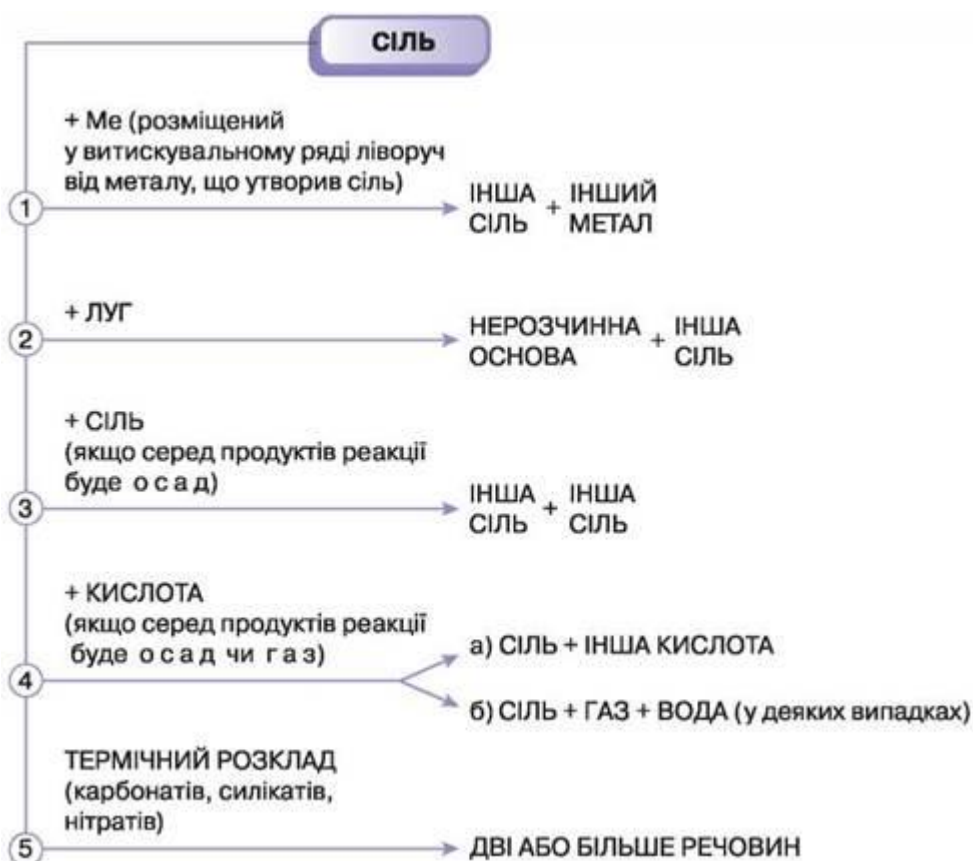


2. Кислі солі більш сильної кислоти взаємодіють з кислими солями слабкіших кислот, утворюючи слабкішу кислоту й середню чи кислу сіль сильної кислоти:



ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ СЕРЕДНІХ СОЛЕЙ. Поєднання у складі солей катіонів металічних елементів й аніонів кислотних залишків обумовлює їхні хімічні властивості. Розглянемо хімічні властивості середніх солей.

Схема хімічних властивості солей



ПОШИРЕННЯ СОЛЕЙ У ПРИРОДІ, ЗАСТОСУВАННЯ. Найбільше поширення у природі мають сульфати, карбонати, хлориди.

Природні сульфати — це гіпс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; глауберова сіль $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$; гірка сіль $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Із наведених формул стає зрозуміло, що вони належать до кристалогідратів. Нагріванням гіпсу зменшують вміст у ньому кристалізаційної води й одержують алебастр $2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Саме з алебастру накладають пов'язки при переломах кісток. Глауберову сіль $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$

застосовують у виробництві скла, соди, фарб, у медицині. Гірку сіль $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ використовують в обробці тканин, дубінні шкіри, виготовленні медичних препаратів.

КАРБОНАТИ В ПРИРОДІ. Карбонати існують у природі переважно у вигляді кальцій карбонату $CaCO_3$. Крейда, мармур, вапняки, ракушняк — усе це кальцій карбонат з певним умістом некарбонатних домішок. Чистий кальцій карбонат трапляється в природі у вигляді мінералу кальциту (мал. 64, а). Ісландський шпат (кальцій карбонат високої чистоти) (мал. 64, б) застосовують в оптиці.



Мал. 64. Мінерали: а — кальцит; б — ісландський шпат, Зразок вапняку

Вапняки різних родовищ відрізняються кількістю домішок, тому мають різне забарвлення — від білого або світло-жовтого до темного. Їх використовують у металургії, будівництві, виробництві скла, цементу, кальцій карбїду, негашеного та гашеного вапна тощо. Вапняками укріплюють дороги, вапнують кислотні ґрунти. Знамениті одеські катакомби — це колишні каменярні, у яких добували ракушняк — вапняк органічного походження (мал. 66).



Мал. 66. Ракушняк: а — зразок; б — природні поклади

До карбонатів органічного походження належить також кальцій карбонат, що входить до складу кісток людини і тварин.

Крейду використовують у паперовій і гумовій промисловості як наповнювач, у будівництві та під час ремонту приміщень для побілки. Звичайно ж вам відомо, що вона входить до складу зубного порошку, нею роблять записи на класній дошці. До українських традицій належить вибілювання хати крейдою. Завдяки чому вона має ошатний привабливий вигляд, а проживання в такому помешканні є безпечним.

Природні запаси мармуру (мал. 68, а) значно менші, аніж вапняку та крейди. Колір мармуру — білий, проте наявність різних домішок надає йому різного забарвлення. З мармуру виготовляють скульптури (мал. 68, б). У будівництві його використовують як облицювальний матеріал, наприклад станції метрополітену (мал. 68, в).



Мал. 68. Мармур: а — зразок; б — скульптура; в — облицьована мармуром станція метро

Крім карбонатів Кальцію, у природі трапляються карбонати інших металічних елементів: доломіт $MgCO_3 \cdot CaCO_3$ (мал. 69, а), сидерит $FeCO_3$ (мал. 69, б), малахіт $Cu_2(OH)_2CO_3$ (мал. 69, в) та деякі інші.



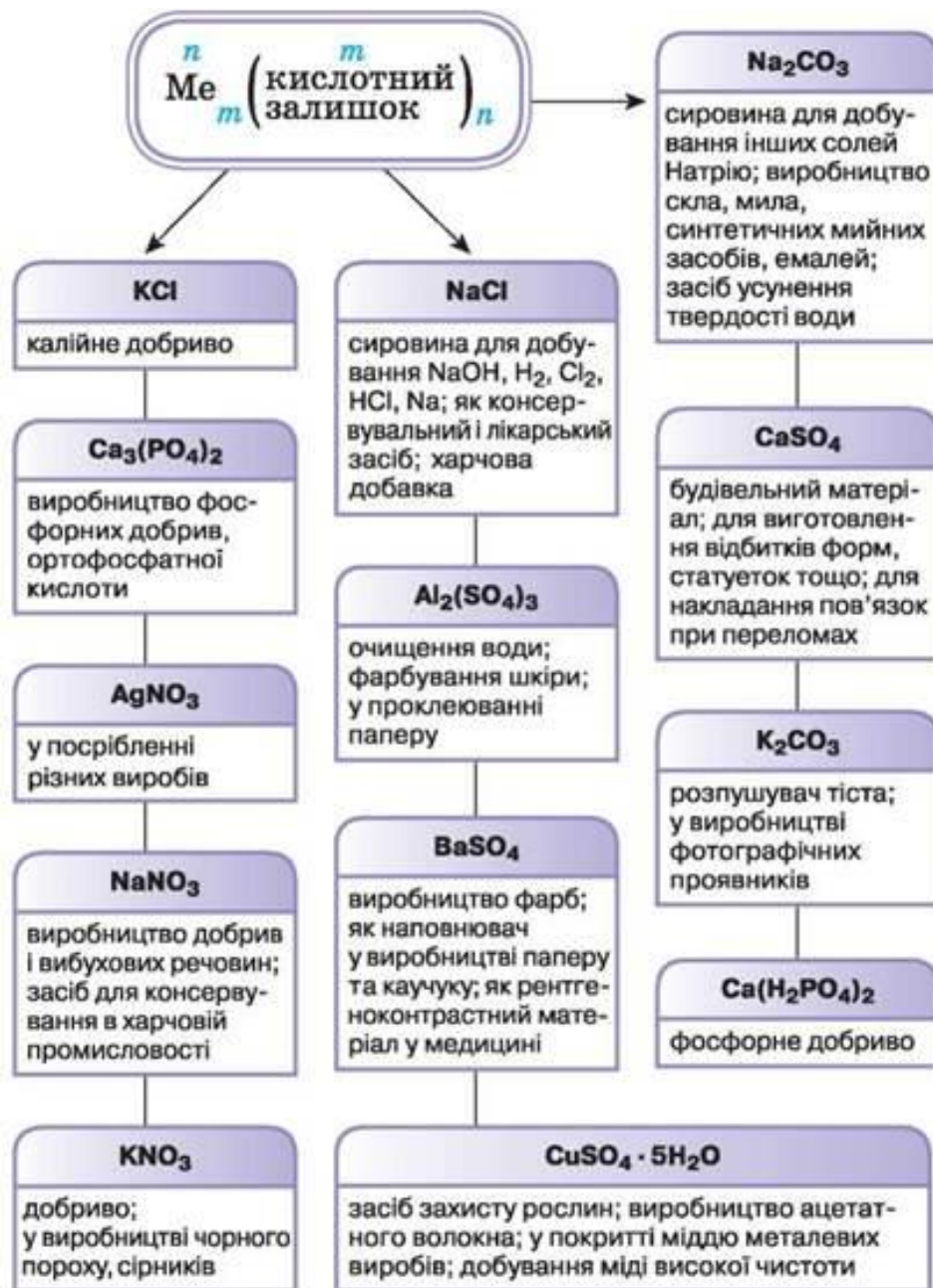
Мал. 69. Зразки карбонатів: а — доломіт; б — сидерит; в — малахіт

ПОШИРЕННЯ ХЛОРИДІВ У ПРИРОДІ. Україна багата запасами кам'яної солі $NaCl$, або галіту (мал. 70, а). Ця незамінна харчова добавка та сповільнювач псування багатьох продуктів є у кожній домівці (мал. 70, б). Металічний елемент Калій утворює природні поклади калійної солі, сильвініту, польового шпату, ортоклазу.



Мал. 70. Кам'яна сіль: а — мінерал галіт; б — кухонна сіль

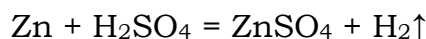
Світовий океан містить чи не найбільшу кількість солей на нашій планеті. Зважаючи на те, що Земля на $2/3$ вкрита водою, вміст металічних елементів у гідросфері не менший, ніж у літосфері. Вода морів та океанів через вміст у ній різних солей солоногірка на смак. 100 г морської води в середньому містять 3,5 г солей, серед яких на натрій хлорид припадає майже 78 %. На схемі (мал. 71) подано окремі приклади застосування солей.



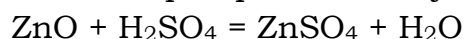
Мал. 71. Використання солей

ДОБУВАННЯ СЕРЕДНІХ СОЛЕЙ. У лабораторії солі можна добувати різними способами. Більшість із них вам відомі.

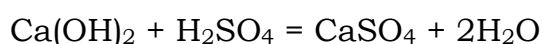
1. Взаємодія металу з кислотою.



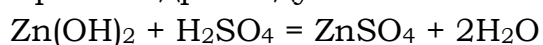
2. Взаємодія основного або амфотерного оксиду з кислотою.



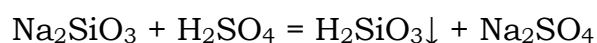
3. Взаємодія основи з кислотою.



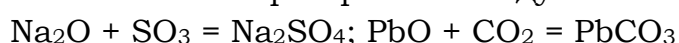
4. Взаємодія амфотерного гідроксиду з кислотою.



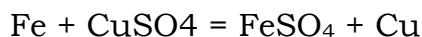
5. Взаємодія солі з кислотою.



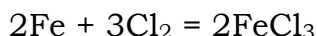
6. Взаємодія основного або амфотерного оксиду з кислотним оксидом.



7. Взаємодія металу з розчином солі іншого металічного елемента.

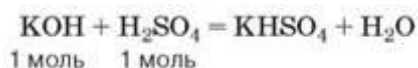


8. Взаємодія металу з неметалом (добувають солі безоксигенових кислот).

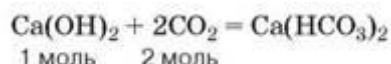


ДОБУВАННЯ КИСЛИХ СОЛЕЙ.

1. Взаємодія кислот з нестачею основи.



2. Взаємодія основи з надлишком кислотного оксиду.

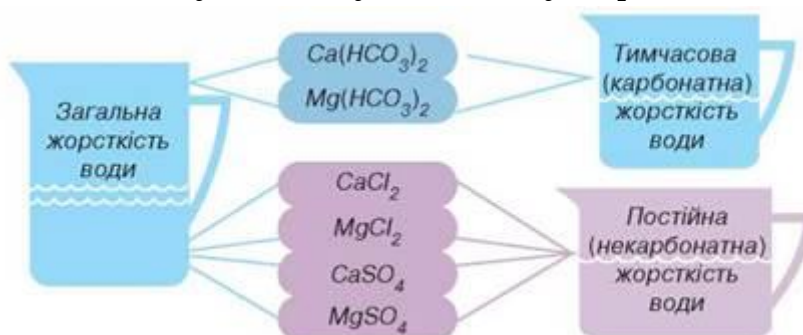


ПОНЯТТЯ ПРО ЖОРСТКІСТЬ ВОДИ. З наявністю у воді солей Кальцію і Магнію — гідрогенкарбонатів, хлоридів та сульфатів — пов'язане поняття жорсткість води.

Жорсткість води — сукупність властивостей води, зумовлена наявністю катіонів Ca^{2+} і Mg^{2+} . Ці йони входять до складу солей хлоридів, сульфатів, гідрогенкарбонатів.

Вода, 1 л якої містить до 2 ммоль/л йонів Ca^{2+} і Mg^{2+} , вважається м'якою. Вода із вмістом йонів Ca^{2+} і Mg^{2+} понад 10 ммоль/л вважається жорсткою. Прикладом м'якої води є дощова вода, жорсткої — вода морів і океанів.

Розрізняють тимчасову, постійну та загальну жорсткість води (мал. 73).



Мал. 73. Види жорсткості води

Зі схеми бачимо, що жорсткість води, зумовлена вмістом у ній кальцій гідрогенкарбонату та магній гідрогенкарбонату, дістала назву тимчасової, або карбонатної.

Враховуючи здатність гідрогенкарбонатів розкладатися під час нагрівання з утворенням нерозчинного у воді кальцій карбонату, тимчасову жорсткість води можна усунути кип'ятінням:



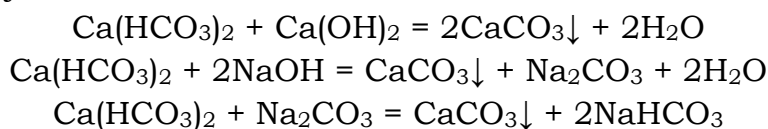
Саме ця реакція відбувається під час кип'ятіння води, що має тимчасову жорсткість. Нерозчинні у воді карбонати, що утворюються з гідрогенкарбонатів, осідають на внутрішній поверхні посудин у вигляді білого осаду, утворюючи накип. Якщо вода містить солі Феруму, то накип набуває коричневого відтінку. Накип погіршує процес теплообміну в парових котлах і чайниках, призводить до перевитрат палива і перегрівання

металевих поверхонь. З часом чайники, нагрівальні елементи пральних машин (мал. 74) виходять з ладу, просвіти батарей опалення звужуються й тепловіддача погіршується.

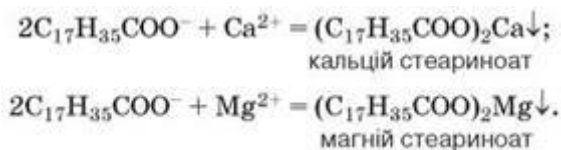


Мал. 74. Нагрівальний елемент, вкритий шаром накипу

Крім кип'ятіння, тимчасову жорсткість води усувають хімічним способом, додаючи до води кальцій гідроксид (гашене вапно), натрій гідроксид або соду.



Вивчаючи органічні речовини, ви дізналися про натрій стеариноат $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}$ — основну складову твердого мила. Як і всі сполуки Натрію, мило добре розчиняється у воді, а розчин виявляє мийну дію. Однак у жорсткій воді, замість усунення забруднень, мило вступає в реакцію йонного обміну з наявними в ній солями Кальцію чи Магнію, утворюються нерозчинні у воді стеариноати цих металічних елементів:



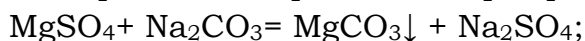
Це їхні «пластівці» з'являються у мильній воді замість густої піни. До того часу, доки всі катіони Кальцію і Магнію не будуть осаджені, мийна дія мила проявляється слабо. Це збільшує витрати мила та погіршує структуру і якість тканин. Синтетичні мийні засоби (пральні порошки, пасти, рідини) не утворюють з Кальцієм та Магнієм нерозчинних солей, а тому забезпечують ефективне прання й економне витрачання мийних засобів як у м'якій, так і в жорсткій воді.

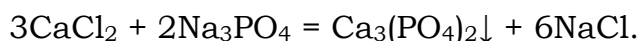
На відміну від гідрогенкарбонатів Кальцію і Магнію, розчинені у воді хлориди і сульфати не можна видалити з розчину кип'ятінням.

Наявність у воді гідрогенкарбонатів Кальцію і Магнію зумовлює тимчасову, або карбонатну жорсткість води.

Наявність у воді сульфатів і хлоридів Кальцію і Магнію зумовлюють постійну, або некарбонатну жорсткість води.

Постійну (некарбонатну) жорсткість води усувають хімічним способом, використовуючи речовини, які переводять йони Кальцію і Магнію з розчину в нерозчинні сполуки. Це можуть бути натрій карбонат (кальцинована сода) Na_2CO_3 , натрій ортофосфат Na_3PO_4 . Як і у випадку з тимчасовою жорсткістю, утворюються нерозчинні карбонати й ортофосфати:





Перспективним та ефективним способом усунення жорсткості води є йонітний. Для цього користуються йонообмінними колонками (мал. 75). Вони заповнені твердими нерозчинними у воді йонообмінними матеріалами із загальною назвою катіоніти, що містять рухливі йони, наприклад Натрію. Катіони Натрію обмінюються на катіони Кальцію і Магнію, що містяться у жорсткій воді. Унаслідок такого обміну катіони Кальцію та Магнію залишаються в йонообмінній колонці, а пом'якшена вода витікає з неї. Важливо також те, що йонообмінний матеріал піддається регенерації, тобто відновленню.



Мал. 75. Пом'якшення води в лабораторних умовах із використанням йонообмінної колонки

Постійну жорсткість води усувають хімічним способом за допомогою натрій карбонату (кальцинована сода) Na_2CO_3 , натрій ортофосфату Na_3PO_4 , аніони яких утворюють з катіонами Кальцію і Магнію нерозчинні сполуки, або воду пропускають через йонообмінні колонки.

Терміном загальна жорсткість характеризують одночасну присутність у воді сполук, що зумовляють тимчасову і постійну жорсткість. Якість природних вод характеризують переважно цим терміном, оскільки у більшості випадків природна вода містить і карбонати, і хлориди, і сульфати Кальцію та Магнію.