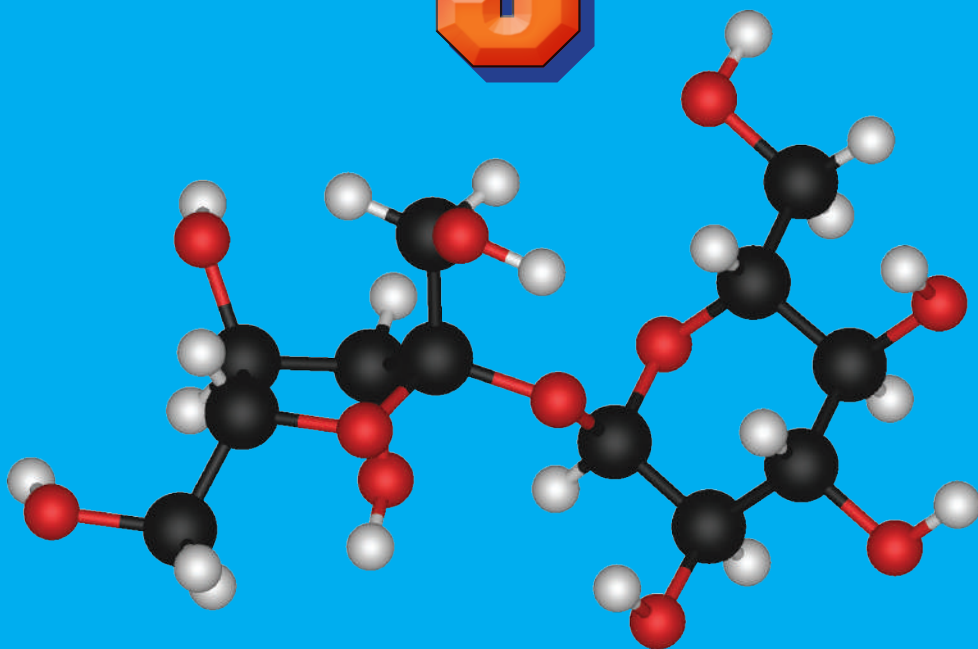


М. М. Савчин

ХІМІЯ

9



*Рекомендовано Міністерством освіти і науки України
(наказ МОН України від 20.03.2017 р. № 417)*

Видано за рахунок державних коштів. Продаж заборонено

Експерти, які здійснили експертизу цього підручника під час проведення конкурсного відбору проектів підручників для 9 класу загальноосвітніх навчальних закладів і зробили висновок про доцільність надання підручнику грифа «*Рекомендовано Міністерством освіти і науки України*»:

Ганич О. В., учитель хімії Сторожницької загальноосвітньої школи І–ІІІ ступенів Ужгородської районної ради Закарпатської області, старший учитель;

Філоненко І. О., завідувач НМЦ природничо-математичної освіти і технологій Інституту післядипломної педагогічної освіти Київського університету імені Бориса Грінченка;

Мілокін М. В., провідний науковий співробітник відділу аналітичної хімії та радіохімії Інституту колоїдної хімії та хімії води ім. А. В. Думанського НАН України, доктор хімічних наук, старший науковий співробітник.

Умовні позначення:



— завдання для актуалізації знань;



— завдання для самоконтролю;



— запам'ятайте, зверніть увагу;



— підсумовуємо вивчене;



— навчальний проект;



— цікаво знати;



— лабораторний дослід;



— практична робота;



— домашній експеримент.

Савчин М. М.

С13 Хімія : підруч. для 9 кл. загальноосвіт. навч. закл. / М. М. Савчин. — К. : Грамота, 2017. — 256 с. : іл.

ISBN 978-966-349-623-8

Підручник створено відповідно до вимог Державного стандарту базової і повної загальної середньої освіти щодо навчального предмета «Хімія» та чинної програми, затвердженої МОН України. Зміст навчальних тем спрямовано на формування предметних компетентностей учнів. Методичний апарат підручника зорієнтований на вікові особливості дев'ятикласників і передбачає різноманітні види діяльності. У підручнику подано відомості про розчини, хімічні реакції, органічні сполуки, багатоманітність речовин, а також інформацію про видатних українських учених-хіміків.

Для учнів, учителів, методистів, батьків.

УДК 54(075.3)

Шановні дев'ятикласники!

У цьому навчальному році ви завершуєте вивчення курсу хімії основної школи й отримаєте загальноосвітні та культурологічні знання, набудете досвіду в роботі з речовинами.

За програмою 9 класу ви вивчатимете чотири теми.

Вивчення розчинів у *першій темі* важливе не лише для практичного використання, а й для розуміння їхнього значення в різних галузях народного господарства, побуті й життєдіяльності всіх живих організмів.

Поглибити та розширити знання про хімічні реакції, закономірності їхнього перебігу, швидкість і залежність швидкості від зовнішніх чинників, узагальнити ці знання на якісно новому рівні допоможе вивчення *другої теми*.

Третя тема розкриває широкий світ органічних сполук, що входять до складу клітин живих організмів на молекулярному рівні. Вивчення органічних речовин сприятиме розумінню біологічних процесів, з якими ви ознайомитеся в курсі біології.

Узагальнення знань з курсу хімії основної школи (*четверта тема*) системно об'єднує ключові світоглядні питання про багатоманітність речовин і взаємозв'язки між ними, дає змогу усвідомити наукову картину світу, значення хімії в житті суспільства й екологічні проблеми, зумовлені розвитком хімічних виробництв. Крім того, ви дізнаєтеся про українських учених-хіміків, які зробили неоціненний внесок у розвиток хімічної науки.

Опанувавши й узагальнивши знання, уміння та досвід роботи з речовинами, за позитивного ставлення до вивчення хімії ви сформуєте необхідні для подальшого навчання й життя предметні та базові компетентності. У цьому вам допоможе виконання лабораторних робіт, розрахункових та експериментальних задач, різнорівневих завдань, уміщених у рубриці «Завдання для самоконтролю» у порядку зростання складності, а також практичних робіт, навчальних пошукових і дослідницьких проєктів, демонстраційних і домашніх експериментів.

У тексті параграфів подано завдання, виконуючи які, ви зможете пригадати вже відомий вам матеріал або поглибити знання під час вивчення нового. Інформація, уміщена в рубриках підручника, допоможе вам навчитися досліджувати властивості речовин і спостерігати результати досліджень, самостійно виконувати практичні роботи, формулювати висновки, готувати навчальні проєкти.

Для полегшення роботи з підручником подано умовні позначення рубрик.

Бажаю успіхів у навчанні!

Авторка



§ 1. ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК



Повторивши матеріал параграфу, ви зможете:

- *називати* представників основних класів неорганічних сполук;
- *наводити приклади* назв і формул оксидів, кислот, основ, амфотерних гідроксидів і солей;
- *класифікувати* неорганічні сполуки за складом;
- *порівнювати* склад неорганічних сполук різних класів.

Світ неорганічних речовин є надзвичайно багатоманітним. Ці речовини мають різну форму, що залежить від їхнього складу, будови та властивостей. Запам'ятати всі неорганічні речовини практично неможливо. Проте якщо згрупувати їх за складом, будовою та властивостями, то можна передбачати, прогнозувати чи визначати за аналогією будь-яку з них, знаючи окремих представників. Саме тому в природничих дисциплінах, зокрема й у хімії, використовують **класифікацію**. Це полегшує засвоєння знань про речовини, виявляє внутрішні взаємозв'язки між ними, сприяє кращому розумінню явищ, пов'язаних з їхніми перетвореннями. Отже, класифікація дає змогу об'єднати речовини за спільними ознаками в певну систему, що вказує як на спорідненість, так і на відмінності між ними.

З такою системою ви ознайомилися у 8 класі в темі «Основні класи неорганічних речовин». Ця тема об'єднує відомі вам класи: *оксиди, кислоти, основи, солі й амфотерні гідроксиди*. Знаючи їхні властивості, легко зрозуміти, що під час хімічних реакцій вони проявляють здатність до перетворень. Унаслідок цього речовини одних класів перетворюються на речовини інших класів.

Оксиди — це складні речовини, до складу яких входять два хімічні елементи, один з яких — Оксиген у ступені окиснення -2 .

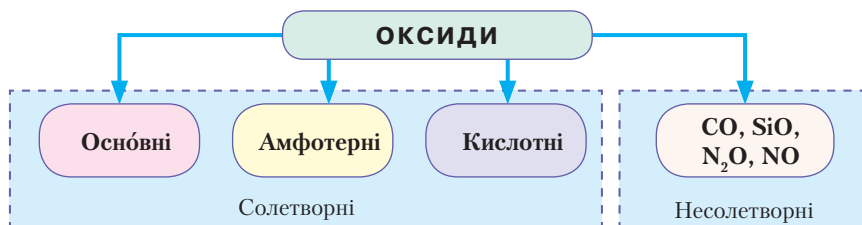


Рис. 1. Схема класифікації оксидів

Як і кожний з названих класів, оксиди поділяють на групи, подібні за складом, будовою та властивостями. Класифікацію оксидів на *основні*, *кислотні*, *амфотерні* зображено на *рисунку 1*.



Пригадайте, які речовини називають *оксидами*. Наведіть приклади основних, кислотних та амфотерних оксидів і назвіть їх.

Також розрізняють *солетворні* й *несолетворні* оксиди. До *солетворних* належать основні, кислотні й амфотерні оксиди. *Несолетворними* оксидами, тобто такими, що не виявляють ні основних, ні кислотних властивостей, є CO , SiO , N_2O , NO (*рис. 1*).

Серед великого розмаїття неорганічних сполук виокремлюють клас *кислот*. **Кислоти** — це складні речовини, до складу молекул яких входять один або кілька атомів Гідрогену, здатних заміщуватися на йони металічних елементів, і кислотні залишки.

Найпоширенішими в природі є органічні кислоти: оцтова, лимонна, яблучна, щавлева, молочна. З неорганічних кислот найчастіше використовують хлоридну HCl , сульфатну H_2SO_4 , нітратну HNO_3 , ортофосфатну H_3PO_4 .

Кислоти класифікують за двома ознаками: за кількістю атомів Гідрогену в складі молекули кислоти й за вмістом Оксигену (*рис. 2*).

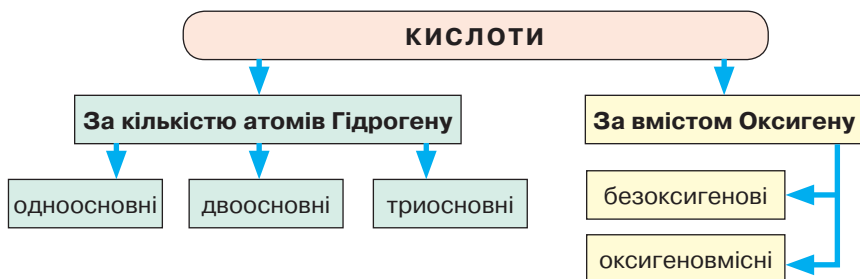


Рис. 2. Схема класифікації кислот



Наведіть приклади кислот, що зазначені в класифікації на *рисунку 2* (с. 5).

Основи — складні речовини, до складу яких входять катіони металічних елементів й один або два гідроксид-аніони (гідроксильні групи). Основи вважають сполуками оксидів із водою, тому вони належать до **гідроксидів**. Основи класифікують за розчинністю у воді й за кількістю гідроксид-аніонів у складі формульної одиниці (*рис. 3*).



Наведіть приклади основ за класифікацією, зображеною на *рисунку 3*.

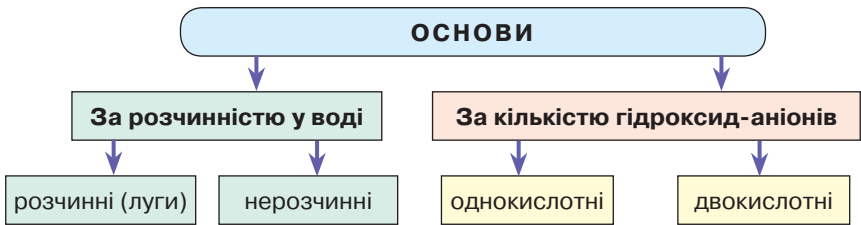


Рис. 3. Схема класифікації основ

До четвертого класу речовин належать **солі** — складні речовини, утворені катіонами металічних елементів та аніонами кислотних залишків.

У 8 класі ви вивчали тільки *середні солі*, тобто продукти повного заміщення атомів Гідрогену в кислоті катіонами металічних елементів. Однак є й інші групи солей. Їх класифікацію зображено на *рисунку 4*.



Проаналізуйте склад зазначених у схемі (*рис. 4*) солей та поясніть походження назви кожної з наведених груп.

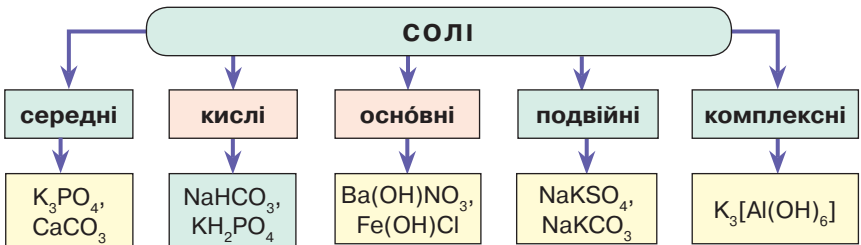
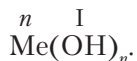


Рис. 4. Схема класифікації солей

Амфотерні гідроксиди — тверді речовини немалекулярної будови. Їхня загальна формула ідентична загальній формулі основ:



До амфотерних належать гідроксиди, утворені елементами Берилієм, Алюмінієм, Цинком. До елементів, що проявляють змінну валентність, належать Ферум, Хром, Плюмбум. Кожному амфотерному гідроксиду відповідає амфотерний оксид. Наприклад: $\text{Zn}(\text{OH})_2 - \text{ZnO}$, $\text{Al}(\text{OH})_3 - \text{Al}_2\text{O}_3$, $\text{Be}(\text{OH})_2 - \text{BeO}$, $\text{Fe}(\text{OH})_3 - \text{Fe}_2\text{O}_3$, $\text{Sn}(\text{OH})_2 - \text{SnO}$. На відміну від основ, амфотерні гідроксиди проявляють подвійну хімічну природу. Взаємодіючи з кислотами, вони реагують як основи, а в реакціях з лугами — як кислоти.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- У класифікації неорганічних речовин виокремлюють такі основні класи: оксиди, кислоти, основи, солі, амфотерні гідроксиди.
- **Оксиди** — складні речовини, до складу яких входять два елементи, один з яких — Оксиген у ступені окиснення -2 . Крім основних, кислотних та амфотерних оксидів, які є солетворними, окрему групу утворюють несолетворні оксиди.
- **Кислоти** — складні речовини, до складу молекул яких входять один або кілька атомів Гідрогену, здатних заміщуватися на йони металічних елементів, і кислотні залишки. Кислоти класифікують за вмістом: а) атомів Гідрогену — *одноосновні, двоосновні, триосновні*; б) Оксигену — *оксигеновмісні й безоксигенові*.
- **Основи** — складні речовини, до складу яких входять катіони металічних елементів й один або два гідроксид-аніони. Основи класифікують за: а) розчинністю у воді (*розчинні — луги та нерозчинні*); б) кількістю гідроксид-аніонів (*одно-, двокислотні*).
- **Солі** — складні речовини, утворені катіонами металічних елементів та аніонами кислотних залишків. Крім *середніх*, є *кислі, основні, подвійні, комплексні солі*.
- **Амфотерні гідроксиди** — складні речовини немалекулярної будови, що проявляють подвійну хімічну природу.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Сформулюйте визначення понять: а) «оксиди»; б) «кислоти»; в) «основи»; г) «солі». Поясніть їхній склад. Наведіть приклади.
2. Назвіть речовини за хімічними формулами: CaCO_3 , Al_2O_3 , $\text{Be}(\text{OH})_2$, H_3PO_4 , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, MgSiO_3 , $\text{Al}(\text{OH})_3$, HCl , Na_2S , MgO , FeSO_4 , CO_2 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, NaOH , KCl , LiOH , ZnI_2 , HNO_3 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, H_2S , $\text{Zn}(\text{OH})_2$, H_2SO_4 , BaO , CuCl_2 , SO_3 .
3. Класифікуйте речовини, подані формулами в завданні 2, на основні класи.



ЦІКАВО ЗНАТИ

• Харчова сода створює в організмі лужне середовище, у якому не можуть жити й розмножуватися ракові клітини, віруси та бактерії. Крім того, харчова сода сприяє підвищенню імунітету. Тому радять пити її водний розчин для профілактики й лікування онкологічних захворювань, пом'якшення кашлю під час застуди, використовувати для інгаляцій, відбілювання зубів, лікування грибкових захворювань і хвороб шлунково-кишкового тракту.

Увага! Пам'ятайте, що будь-яке застосування харчової соди з лікувальною метою треба узгодити з медиками. Потрібно знати й суворо дотримуватися правил уживання цієї сполуки, бо неправильне використання харчової соди може зашкодити організмові! (За матеріалами сайту <http://uarp.org>).



§ 2. ВЛАСТИВОСТІ ОСНОВНИХ КЛАСІВ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК



Повторивши матеріал параграфу, ви зможете:

- *називати* представників основних класів неорганічних сполук;
- *класифікувати* неорганічні сполуки за властивостями;
- *порівнювати* властивості неорганічних сполук різних класів;
- *обґрунтовувати* залежність властивостей речовин від їхньої будови.

Для подальшого вивчення неорганічних речовин у 9 класі повторимо властивості основних класів неорганічних сполук.

Хімічні властивості оксидів. Кожна група солетворних оксидів характеризується певними фізичними та хімічними властивостями.



Пригадайте фізичні властивості основних, кислотних та амфотерних оксидів.

Розглянемо, які хімічні властивості проявляють основні, кислотні й амфотерні оксиди (*табл. 1*).

Таблиця 1

Хімічні властивості оксидів

Оксиди		
Основні	Кислотні	Амфотерні
1. Взаємодія з водою: $K_2O + H_2O = 2KOH$	1. Взаємодія з водою: $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$	1. Взаємодія з кислотами: $ZnO + 2HCl = ZnCl_2 + H_2O$
2. Взаємодія з кислотами: $CaO + 2HCl = CaCl_2 + H_2O$	2. Взаємодія з лугами: $CO_2 + 2NaOH = Na_2CO_3 + H_2O$	2. Взаємодія з лугами: $ZnO + 2NaOH \xrightarrow{t^\circ} Na_2ZnO_2 + H_2O$

Оксиди	
Оснóвні й кислотні	Амфотерні
3. Взаємодія оснóвних оксидів з кислотними (між собою): $\text{BaO} + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{BaSiO}_3$	3. Взаємодія з оснóвними оксидами: $\text{ZnO} + \text{Na}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ} \text{Na}_2\text{ZnO}_2$
Висновок: оснóвні та кислотні оксиди реагують з водою з утворенням гідратів оксидів. Оснóвні оксиди за взаємодії з кислотами, кислотні — за взаємодії з лугами утворюють сіль і воду, а під час взаємодії між собою — солі. Амфотерні оксиди взаємодіють з кислотами та лугами, з оснóвними й кислотними оксидами, тобто проявляють подвійну хімічну природу.	4. Взаємодія з кислотними оксидами: $\text{ZnO} + \text{SO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{ZnSO}_4$



Проаналізуйте дані *таблиці 1*, наведіть інші приклади рівнянь реакцій, що характеризують хімічні властивості оксидів.

Хімічні властивості кислот. Подібність хімічних властивостей неорганічних кислот зумовлюють атоми Гідрогену, що входять до складу їхніх молекул.

Насамперед у водних розчинах кислот відбувається *зміна забарвлення індикаторів*. Завдяки цій властивості кислоти легко розпізнавати серед інших речовин.

Розчини лакмусу та метилового оранжевого, універсальний індикаторний папір у кислотному середовищі набувають червоного забарвлення різних відтінків. Фенолфталеїн на кислотне середовище не реагує.

Як вам уже відомо, кислоти вступають в реакції з металами, які у витискувальному ряді металів розміщені до водню. Ці метали мають здатність витискувати водень з кислот, утворюючи просту речовину водень (виняток становить нітратна кислота). Самі ж метали заміщають атоми Гідрогену в кислоті. Під час реакції також утворюється сіль відповідного металу.

Крім того, кислоти вступають у хімічну взаємодію з оснóвними й амфотерними оксидами, лугами та нерозчинними у воді основами та солями.

Рівняння реакцій, що характеризують хімічні властивості кислот, наведено в *таблиці 2 (с.10)*.



Опрацюйте самостійно таблицю 2 та повторіть властивості кислот.

Таблиця 2

Хімічні властивості кислот

Властивості	Висновок
<p>1. Взаємодія з металами: $Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2 \uparrow$; $2Al + 3H_2SO_4 = Al_2(SO_4)_3 + 3H_2 \uparrow$</p> <p> Назвіть солі й тип реакцій.</p>	<p>З розчинами кислот взаємодіють метали, які у витискувальному ряді розміщені до водню. Унаслідок реакції утворюється сіль і виділяється водень.</p>
<p>2. Взаємодія з оснóвними оксидами: $K_2O + H_2SO_4 = K_2SO_4 + H_2O$; $CaO + 2HCl = CaCl_2 + H_2O$</p> <p> Назвіть солі й тип реакцій.</p>	<p>Кислоти реагують з оснóвними оксидами з утворенням солі та води.</p>
<p>3. Взаємодія з амфотерними оксидами: $Al_2O_3 + 6HNO_3 = 2Al(NO_3)_3 + 3H_2O$</p> <p> Назвіть утворену сіль.</p>	<p>Кислоти реагують з амфотерними оксидами, утворюючи сіль і воду.</p>
<p>4. Взаємодія з основами: а) лугами: $2HNO_3 + Ba(OH)_2 = Ba(NO_3)_2 + 2H_2O$; б) нерозчинними у воді: $H_2SO_4 + Fe(OH)_2 = FeSO_4 + 2H_2O$</p>	<p>Кислоти реагують з лугами й нерозчинними основами, утворюючи сіль і воду.</p>
<p>5. Взаємодія з амфотерними гідроксидами: $2HCl + Zn(OH)_2 = ZnCl_2 + 2H_2O$</p>	<p>Кислоти реагують з амфотерними гідроксидами, утворюючи сіль і воду.</p>
<p>6. Взаємодія із солями: $H_3PO_4 + 3AgNO_3 = Ag_3PO_4 \downarrow + 3HNO_3$; $2HCl + Na_2CO_3 = 2NaCl + H_2O + CO_2 \uparrow$; $2HNO_3 + Na_2SO_3 = 2NaNO_3 + SO_2 \uparrow + H_2O$</p> <p> Наведіть приклади, що підтверджують взаємодію кислот із солями.</p>	<p>Реакції між кислотами та солями відбуваються, якщо: а) випадає осад; б) виділяється газ; в) одним із продуктів реакції є вода.</p>

Хімічні властивості основ. До складу розчинних у воді основ (лугів) і нерозчинних основ входять одна або дві гідроксильні групи. Їхня наявність зумовлює подібність властивостей цих сполук. Як і розчини кислот, розчини лугів можна виявити за допомогою індикаторів.





Пригадайте, як індикатори змінюють забарвлення в лужному середовищі.

Хімічні властивості лугів і нерозчинних основ наведено в таблиці 3.

Таблиця 3

Хімічні властивості лугів і нерозчинних основ

Луги		Нерозчинні основи	
Властивості	Висновок	Властивості	Висновок
<p>1. Взаємодія з кислотними оксидами:</p> $2\text{KOH} + \text{SO}_3 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O};$ $2\text{NaOH} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	Під час взаємодії лугів з кислотними оксидами утворюються сіль і вода.	<p>1. Взаємодія з кислотами:</p> $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O};$ $\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{HNO}_3 = \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	Під час взаємодії нерозчинних основ з кислотами утворюються сіль і вода.
<p>2. Взаємодія із солями:</p> $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{NaOH}$ <p> Пригадайте, за яких умов реакції відбуваються.</p>	Під час взаємодії лугів із солями утворюється нова сіль та основа.	<p>2. Розкладання при нагріванні:</p> $\text{Cr}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CrO} + \text{H}_2\text{O}$ <p> Наведіть інший приклад реакції розкладу.</p>	При нагріванні нерозчинних основ утворюються відповідний оксид і вода.
<p>3. Взаємодія з кислотами:</p> $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$	Під час взаємодії лугів з кислотами утворюються сіль і вода.	Ураховуючи, що для кислот і основ характерна реакція нейтралізації, усі основи (розчинні й нерозчинні у воді) взаємодіють з розчинами кислот, а всі кислоти (розчинні й нерозчинні) — тільки з лугами.	



Наведіть інші приклади реакцій, які характеризують хімічні властивості основ.

Хімічні властивості амфотерних гідроксидів. Для амфотерних гідроксидів характерно проявляти подвійну хімічну природу. Їхні властивості наведено в таблиці 4.

Таблиця 4

Хімічні властивості амфотерних гідроксидів

Взаємодія з кислотами		Взаємодія з лугами	
$\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O};$ $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} = \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$	Під час взаємодії амфотерних гідроксидів з кислотами утворюються солі та вода.	<p>1. Взаємодія з розчинами лугів:</p> $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4];$ $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{KOH} (\text{розч.}) = \text{K}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$	Під час взаємодії амфотерних гідроксидів з лугами утворюються солі.

Взаємодія з кислотами	Взаємодія з лугами	
Здатність речовин проявляти подвійні хімічні властивості (основ і кислот) називають амфотерністю .	2. Взаємодія з лугами при високій температурі: $Zn(OH)_2 + 2NaOH \text{ (сплав.)} = Na_2ZnO_2 + 2H_2O;$ $Al(OH)_3 + 3KOH \text{ (сплав.)} = K_3AlO_3 + 3H_2O$	При нагріванні амфотерних гідроксидів з лугами утворюються сіль і вода.

Хімічні властивості солей. Солі взаємодіють як з простими, так і зі складними речовинами. Хімічні властивості середніх солей наведено в таблиці 5.

Таблиця 5

Хімічні властивості середніх солей

Властивості	Висновок
1. Взаємодія металів із солями у водному розчині: $Fe + CuCl_2 = FeCl_2 + Cu\downarrow;$ $2AgNO_3 + Cu = Cu(NO_3)_2 + 2Ag\downarrow$	Солі реагують із металами у водних розчинах, якщо до їхнього складу входить металічний елемент, хімічно менш активний, ніж метал, що вступає в реакцію.
2. Взаємодія солей з кислотами у водному розчині: $Na_2SO_3 + 2HCl = 2NaCl + SO_2\uparrow + H_2O;$ $BaCl_2 + H_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2HCl$	Реакції між солями та кислотами відбуваються, якщо виділяється газ чи випадає осад.
3. Взаємодія солей з лугами у водному розчині: $CuCl_2 + 2NaOH = Cu(OH)_2\downarrow + 2NaCl;$ $Al(NO_3)_3 + 3KOH = Al(OH)_3\downarrow + 3KNO_3$	Реакції між солями та лугами відбуваються, якщо випадає осад.
4. Взаємодія солей між собою у водному розчині: $CaCl_2 + 2AgNO_3 = 2AgCl\downarrow + Ca(NO_3)_2;$ $K_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4\downarrow + 2KCl$	Реакції між солями відбуваються, якщо випадає осад.



Наведіть інші приклади реакцій, що характеризують хімічні властивості солей.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Оснóвні оксиди** реагують з водою, кислотами та кислотними оксидами. **Кислотні оксиди** взаємодіють з водою, оснóвними оксидами та основами. Продуктами взаємодії кислотних оксидів з оснóвними оксидами й основами є солі. **Амфотерні оксиди** проявляють властивості оснóвних і кислотних оксидів. Продуктами реакцій є солі.
- **Спільні хімічні властивості кислот** зумовлені наявністю в їхніх молекулах атомів Гідрогену. Кислоти у водному розчині змінюють забарвлення індикаторів, взаємодіючи з: а) оснóвними оксидами; б) лугами та нерозчинними у воді основами; в) розчинами солей. Реакції з лугами спостерігають за допомогою індикаторів. Реакції відбуваються, якщо: а) випадає осад; б) виділяється газ; в) одним із продуктів реакції є вода.
- **Спільні властивості основ** зумовлені наявністю в їхньому складі гідроксид-аніонів. **Луги** у водному розчині змінюють забарвлення індикаторів, уступаючи в хімічну взаємодію з: а) кислотними оксидами; б) кислотами (реакція нейтралізації); в) розчинами солей. **Нерозчинні основи** реагують з кислотами та розкладаються при нагріванні на оксид і воду.
- **Амфотерні гідроксиди** проявляють подвійну хімічну природу: взаємодіючи з кислотами, реагують як основи, а під час взаємодії з лугами — як кислоти. З лугами реагують у розчинах і під час спікання. Продуктами реакцій є солі.
- **Солі у водному розчині** взаємодіють з металами, кислотами, лугами та між собою.

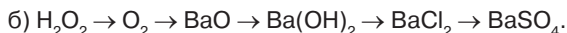
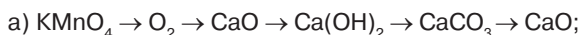


ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Випишіть формули кислот, основ і амфотерних гідроксидів з поданого переліку хімічних формул: FeO , LiOH , HNO_3 , CrO , Zn(OH)_2 , HCl , K_2O , H_2SO_3 , Al(OH)_3 , Mg(OH)_2 , H_2SO_4 , Ca(OH)_2 , CaO , Fe(OH)_3 , H_3PO_4 , Ba(OH)_2 , CaCO_3 , H_2S , H_2CO_3 , KOH , Fe(OH)_2 , NaCl , LiOH , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. Назвіть їх.
2. Перетворіть схеми реакцій на рівняння, дописавши формули пропущених речовин: а) $\text{Ca(OH)}_2 + \text{HCl} \rightarrow \dots + \text{H}_2\text{O}$; б) $\text{CuSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 + \dots$; в) $\text{KOH} + \text{SO}_2 \rightarrow \dots + \text{H}_2\text{O}$; г) $\text{KCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \dots + \text{KNO}_3$; г) $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots + \text{NaCl}$; д) $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots + \text{H}_2\text{O}$.
3. Поясніть, чому алюмінієвий посуд не можна мити мийними засобами, що мають лужне середовище.
4. Розчин, що містив барій гідроксид масою 34,2 г, повністю нейтралізували розчином сульфатної кислоти. Обчисліть масу речовини, яка випала в осад.
5. Для лікування захворювань, пов'язаних зі зменшенням вмісту Кальцію в організмі людини, у вену хворого вводять розчин кальцій хлориду з масовою часткою солі 10 %, який випускають в ампу-

лах по 5 мл і 10 мл. Курс лікування — 10 ампул. Обчисліть масу йонів Кальцію, яку отримує організм людини за курс лікування розчином кальцій хлориду в ампулах об'ємом по 5 мл, якщо густина розчину становить 1,1 г/мл.

6. Напишіть рівняння реакцій за поданими схемами:



ЦІКАВО ЗНАТИ

• Солі Кальцію необхідні для нормального функціонування та життєвості організму людини. Найважливіші функції цих солей виконують йони Кальцію. Вони забезпечують передання нервових імпульсів, діяльність м'язів серця й скорочення скелетних і гладких м'язів. Йони Кальцію у великій кількості містяться в кістковій тканині, беруть участь у згортанні крові.

Зменшення вмісту Кальцію в плазмі крові призводить до патологічних змін і захворювань на гіпокальціємію, виникнення судом, посиленого виділення Кальцію з організму. Корекцію проводять за допомогою препаратів Кальцію, зокрема кальцій хлориду. Його застосовують як допоміжний засіб під час алергічних захворювань, при плевритих і пневмонії, ураженні печінки. Для ін'єкцій використовують розчин з масовою часткою солі 10 % в ампулах по 5 мл і 10 мл.



§ 3. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК І БУДОВА РЕЧОВИНИ



Повторивши матеріал параграфа, ви зможете:

- *наводити приклади* речовин з ковалентним (полярним і неполярним) і йонним хімічними зв'язками;
- *розрізняти* валентність і ступінь окиснення; ступінь окиснення та валентність елемента в простих і складних речовинах;
- *характеризувати* властивості речовин з різними видами хімічних зв'язків; будову кристалічних ґраток з різними видами хімічних зв'язків;
- *класифікувати* неорганічні сполуки за типом кристалічних ґраток;
- *порівнювати* властивості речовин з різними видами хімічних зв'язків.

Хімічний зв'язок і його види. Молекули та кристали неорганічних речовин утворюються внаслідок взаємодії між частинками, що входять до їхнього складу. Отже, сформулюємо визначення хімічного зв'язку.



Хімічний зв'язок — це зв'язок, утворений на основі взаємодії між частинками речовини (атомами, молекулами, йонами), у результаті чого утворюються хімічно стійкі молекули чи кристали.

Залежно від того, атоми яких елементів беруть участь в утворенні зв'язків і самого механізму взаємодії між частинками, розрізняють два види хімічного зв'язку: ковалентний і йонний.



Ковалентний зв'язок — це зв'язок, що утворюється за рахунок спільних електронних пар.

Ковалентний зв'язок поділяють на неполярний і полярний.



Пригадайте, у чому полягає подібність і відмінність між неполярним і полярним ковалентними зв'язками.



Ковалентний неполярний зв'язок — це зв'язок, який утворюється між атомами неметалічних елементів з однаковою електронегативністю за рахунок спільних електронних пар, що розташовані симетрично від обох ядер атомів.

Такий вид зв'язку виникає в молекулах простих речовин неметалів. Залежно від того, скільки електронів кожного атома беруть участь в утворенні зв'язку, він може бути *одинарним* (H_2), *подвійним* (O_2), *потрійним* (N_2). Електрони, що утворюють зв'язки, називають *валентними*.



Ковалентний полярний зв'язок — це зв'язок, що утворюється між атомами з різною електронегативністю на основі спільних електронних пар.

Ковалентний полярний зв'язок виникає в молекулах складних речовин між атомами неметалічних елементів. Наявні при цьому спільні електронні пари зміщені до атома, який проявляє більшу електронегативність.



Пригадайте, що характеризує електронегативність елементів.



Хімічний зв'язок між йонами називають *йонним*.

Йонний зв'язок характерний для речовин, до складу яких входять металічні та неметалічні елементи. Під час хімічних реакцій відбувається перехід електронів від атомів металічних елементів (вони містять малу кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні) до атомів неметалічних (містять велику кількість електронів). Унаслідок цього атоми перетворюються на **йони** — заряджені частинки. Атоми металічних елементів, утрачаючи електрони, перетворюються на позитивно заряджені йони — **катіони**. Атоми неметалічних елементів, приєднуючи електрони, перетворюються на негативно заряджені йони — **аніони**.

Вам уже відомо з курсу фізики, що різнойменно заряджені частинки мають здатність притягуватися одна до одної, утворюючи йонну сполуку — кристал:



Поясніть, чим відрізняються атоми та йони: а) за будовою; б) за властивостями.

Поняття «молекула» для йонних сполук є умовним. Найчастіше вживають поняття «формульна одиниця». Вона вказує на співвідношення йонів у сполуці.

У йонних сполуках кількість позитивних і негативних зарядів однакова, а отже, вони — *електронеутральні*.

Порівнявши йонний зв'язок з ковалентним полярним, можна зробити висновок про те, що йонний зв'язок є окремим випадком полярного ковалентного.

Узагальнені поняття про класифікацію хімічного зв'язку подано на *рисунок 5*.

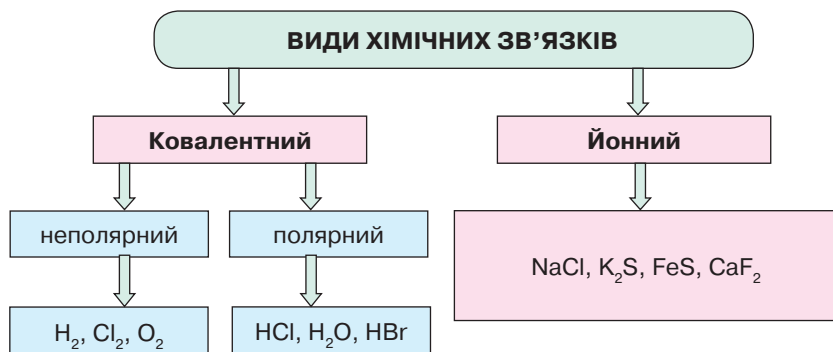


Рис. 5. Схема класифікації хімічних зв'язків

Кристалічні ґратки. Залежність фізичних властивостей речовин від типів кристалічних ґраток. Кожна з речовин, рідина чи газ за певних умов (зниження температури, тиску) може набути твердого стану. Унаслідок цього відбувається впорядкування структурних частинок речовини в просторі й утворюються структури, що нагадують *ґратки*.

Місця розташування структурних частинок (атомів, молекул, йонів) у ґратках називають *вузлами*. Залежно від виду частинок, що розміщуються у вузлах, розрізняють три типи кристалічних ґраток: молекулярні, йонні й атомні (рис. 6).

Молекулярні кристалічні ґратки характерні для речовин молекулярної будови. У їхніх вузлах містяться молекули речовин з ковалентним зв'язком. Відповідно до видів цього зв'язку розрізняють *неполярні* та *полярні* молекулярні ґратки.

Йонні кристалічні ґратки характерні для речовин з йонним зв'язком. У їхніх вузлах містяться катіони й аніони, які втримуються силами взаємного притягання. Сили притягання між різнойменно зарядженими частинками великі, тому йонні зв'язки — міцні.

Атомні кристалічні ґратки властиві для сполук із ковалентними зв'язками. У вузлах таких ґраток містяться атоми, зв'язки між якими є рівноцінними та міцними. Атомні ґратки мають, наприклад, кристалічні ґратки алмазу, силіцій(IV) оксиду.

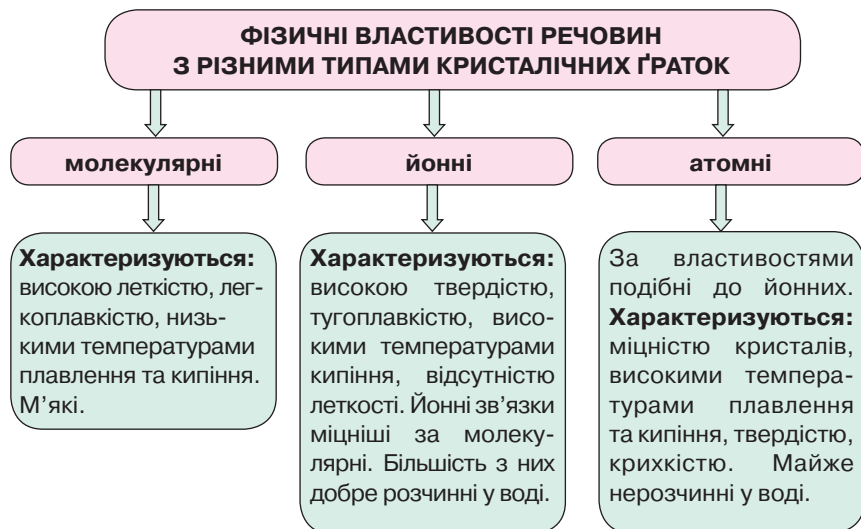


Рис. 6. Схема характеристики фізичних властивостей речовин залежно від їхньої кристалічної будови



Наведіть приклади сполук з молекулярними, йонними й атомними кристалічними ґратками.

Ураховуючи відомості про кристалічну будову речовини, неважко зрозуміти, що будова речовини та її властивості взаємопов'язані. За будовою можна охарактеризувати чи спрогнозувати властивості речовини, і навпаки, за властивостями — визначити її кристалічну будову.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Хімічний зв'язок** — зв'язок, утворений на основі взаємодії між частинками речовини (атомами, молекулами, йонами), у результаті чого утворюються хімічно стійкі молекули чи кристали.
- **Ковалентний зв'язок** — зв'язок, що утворюється за рахунок спільних електронних пар.
- **Ковалентний неполярний зв'язок** — зв'язок, що утворюється між атомами неметалічних елементів з однаковою електронегативністю за рахунок спільних електронних пар, які розташовані симетрично від обох ядер атомів.
- **Ковалентний полярний зв'язок** — зв'язок, що утворюється між атомами неметалічних елементів з різною електронегативністю на основі спільних електронних пар.
- Хімічний зв'язок між йонами називають **йонним**.
- **Перехід речовин у твердий стан** пов'язаний з упорядкуванням структурних частинок речовини в просторі з утворенням структур, що нагадують ґратки, у вузлах яких розташовані молекули, йони або атоми.
- Назви кристалічних ґраток залежать від того, які структурні частинки наявні в їхніх вузлах: **молекулярні, йонні, атомні**.
- Будова речовини та її властивості взаємопов'язані.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Сформулюйте визначення понять: «хімічний зв'язок», «ковалентний неполярний і полярний зв'язок», «йонний зв'язок».
2. Поясніть, чим відрізняються механізми утворення ковалентного неполярного та полярного зв'язків.
3. Поясніть, як утворюється йонний зв'язок, порівняйте його з ковалентним полярним.
4. Класифікуйте сполуки за поданими формулами на ковалентні неполярні, полярні та йонні: HF, O₂, ZnCl₂, H₂, HNO₃, Cl₂, HCl.
5. Охарактеризуйте відомі вам типи кристалічних ґраток і взаємозв'язок будови речовин з їхніми фізичними властивостями.

Тема 1

РОЗЧИНИ



§ 4. ПОНЯТТЯ ПРО ДИСПЕРСНІ СИСТЕМИ. КОЛОЇДНІ ТА ІСТИННІ РОЗЧИНИ



Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- *формулювати визначення* понять «дисперсні системи», «колоїдні розчини», «істинні розчини»;
- *класифікувати* дисперсні системи за розміром частинок;
- *наводити приклади* колоїдних та істинних розчинів;
- *пояснювати* значення колоїдних розчинів у житті людини;
- *характеризувати* колоїдні й істинні розчини.

Дисперсні системи вивчає розділ хімічної науки — **колоїдна хімія**.



Пригадайте, що називають *системою*.

Поняття про дисперсні системи. Вам уже відомо, що **система** — це цілісність, яка складається з окремих частин, взаємопов'язаних між собою певними логічними зв'язками.

Тому **дисперсними** вважають системи, які складаються з двох або більше речовин, причому одна з них у подрібненому стані рівномірно розподілена серед частинок іншої. Кожна дисперсна система містить подрібнену речовину й речовину, у якій розподілені ці частинки. Подрібнену речовину називають **дисперсною фазою**, а ту речовину, у якій міститься дисперсна фаза, — **дисперсійним середовищем**. Дисперсійній фазі, як і дисперсійному середовищу, у якому вона перебуває, властиві три агрегатні стани: твердий, рідкий і газоподібний.

Найчастіше використовують дисперсні системи, у яких дисперсійним середовищем є вода. Розглянемо класифікацію дисперсних систем за розміром частинок дисперсної фази (*рис. 7, с. 20*).

Різноманітність дисперсних систем залежить від того, у якому стані перебувають дисперсна фаза й дисперсійне середовище. Доведено, що вони можуть перебувати у твердому, рідкому та газоподібному станах. Тому дисперсні системи класифікують за агрегатним станом дисперсної фази й дисперсійного середовища.

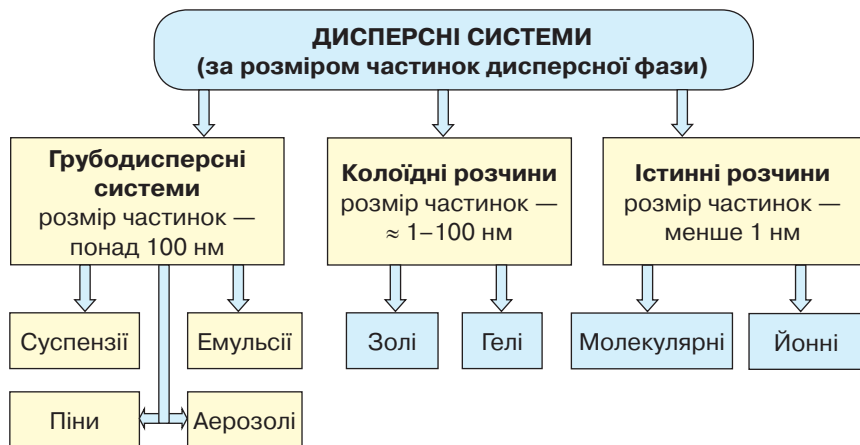


Рис. 7. Схема класифікації дисперсних систем за розміром частинок ($1 \text{ нм} = 1 \cdot 10^{-9} \text{ м}$)

До грубодисперсних систем за такими критеріями належать: суспензії, емульсії, піни, аерозолі. Інша назва грубодисперсних систем — **завісі**.

СУСПЕНЗІЇ, ЕМУЛЬСІЇ, ПІНИ, АЕРОЗОЛІ. Найпоширенішими серед грубодисперсних систем є суспензії та емульсії. **Суспензії (завісі)** — це системи, у яких частинки твердої речовини рівномірно розподілені між молекулами рідини (води). Тверді частинки можна побачити неозброєним оком. Наприклад, ретельно перемішана суміш розтертої крейди чи глини у воді; запарена кава; крохмаль, змішаний з холодною водою; зубна паста тощо. До суспензій належать будівельні розчини, фарби, значна кількість лікарських препаратів.

Емульсії — це системи, у яких дисперсною фазою та дисперсійним середовищем є рідини, що не змішуються. До емульсій належать добре струшена олія або бензин з водою, майонез, маргарин і вершкове масло, косметичні засоби (шампуні, креми), нафта, а також певні лікарські препарати. Прикладом відомої вам емульсії є молоко, де дрібні частинки (крапельки) жиру рівномірно розміщуються в середовищі рідини.



З'ясуйте, скориставшись Інтернетом, які суспензії та емульсії застосовують як лікарські препарати.

Піни — це системи, у яких дисперсною фазою є гази, а дисперсійним середовищем слугує рідина. До таких систем належить

піна, утворена розчиненням у воді мийних засобів. Крім того, наявні й **тверді піни**, що є газами (дисперсна фаза), розчиненими у твердому середовищі. Приклади твердих пін — пемза, пінопласти, активоване вугілля, пінобетон, хлібобулочні вироби, різноманітні сорбенти.

Дисперсними системами є й **аерозолі**. Це системи, які часто трапляються в природних умовах і характеризуються тим, що дисперсійним середовищем у них є гази. До аерозолів належать: *туман*, коли в повітрі розчиняються дрібні краплинки води; *дим*, коли в повітрі поширені частинки твердої речовини; *смог*, що за своїм складом подібний до диму.



Визначте самостійно, що є дисперсною фазою, а що — дисперсійним середовищем під час утворення хмар.

Грубодисперсні системи розшаровуються, тверді частинки, що утворюють дисперсну фазу, осідають упродовж кількох хвилин. Швидкість процесу розшарування залежить від розмірів частинок дисперсної фази. Що вони більші, то швидше відбувається розшарування.

Суспензії, емульсії, піни й аерозолі належать до двофазних систем.

Колоїдні розчини. За розмірами частинок колоїдні розчини розміщені між грубодисперсними системами й істинними розчинами.

Колоїдні розчини — це високодисперсні системи, у яких розмір частинок становить 1–100 нм, а колоїдне середовище є рідиною. Якщо в грубодисперсних системах частинки можна розділити механічно, то в колоїдних розчинах — ні.

Розрізняють колоїдні розчини двох видів (рис. 7):

- **золі** — рідкі колоїдні розчини;
- **гелі** — желатиноподібні драглисті маси.

У золях колоїдні частинки переміщуються вільно. Золі характеризуються в'язкістю, прозорістю та стійкістю. Згодом вони старіють, що пов'язано зі злипанням частинок дисперсної фази під дією температури чи додаванням розчину, здатного проводити електричний струм. Збільшені частинки не утримуються дисперсійним середовищем, осідають і випадають в осад. До колоїдних розчинів належать цитоплазма клітин, плазма крові, білок курячого яйця, силікатний клей, свіжоосаджені алюміній і ферум(III) гідроксиди, кисіль тощо.

Як приготувати колоїдний розчин?

Дослід 1. Реакція гідролізу ферум(III) хлориду.

Ця реакція полягає в утворенні золю ферум(III) гідроксиду під час розчинення ферум(III) хлориду в киплячій дистильованій воді.

У колбу з киплячою дистильованою водою об'ємом 100 мл додають краплями (10–12 крапель) насичений розчин FeCl_3 . При цьому йони Fe^{3+} , що входять до складу солі, активно приєднують гідроксид-аніони від молекул води з утворенням нерозчинного у воді ферум(III) гідроксиду. Зі зниженням температури поступово відбувається конденсація утвореного ферум(III) гідроксиду в колоїдні частинки. Спостерігається зміна забарвлення на червоно-буре, що підтверджує наявність частинок золю.

Дослід 2. Реакції обміну.

Вам уже відомо, що чимало реакцій обміну відбуваються з випаданням осаду. Якщо таку реакцію провести з дуже розбавленими розчинами, де один із компонентів узятий у надлишку, то утворюються не осади, а колоїдні розчини.

Згодом частинки золів збільшуються (коагулюють) з утворенням **гелів**. Зі зниженням температури відбувається **драгління** гелів, тобто перетворення їх із в'язкого, але текучого стану, на твердоподібні драгли, що зберігають форму. Отже, у гелі колоїдні частинки взаємопов'язані. Такий процес називають **коагуляцією**.

В організмі людини також відбуваються процеси, що стосуються коагуляції. У медицині процес зсідання крові (перехід її з рідкого стану у твердий) теж називають **коагуляцією**.

До гелів належать драглисті маси, які желатин утворює в гарячій воді, а також різноманітні желе, мармелад, м'ясний і рибний холодці тощо.

Істинні розчини. Систему, у якій молекули чи йони розчиненої речовини рівномірно розподіляються між молекулами розчинника, називають **істинним розчином**. Частинки розчиненої речовини настільки дрібні, що їх не можна побачити навіть за допомогою мікроскопа. Особливістю істинних розчинів є те, що розділити розчинену речовину та розчинник механічним способом неможливо. Це означає, що в істинних розчинах немає поверхні поділу фаз (тобто відсутній поділ між розчинником і розчиненою речовиною), тому вони є **гомогенними** системами. Таким системам властива висока стійкість розчинів. Істинні розчини є прозорими, не осідають і не фільтруються.

Як розрізнити істинні та колоїдні розчини?

Їх розпізнають, пропускаючи крізь розчин пучок світла в темному приміщенні. У склянці з істинним розчином світло проходить

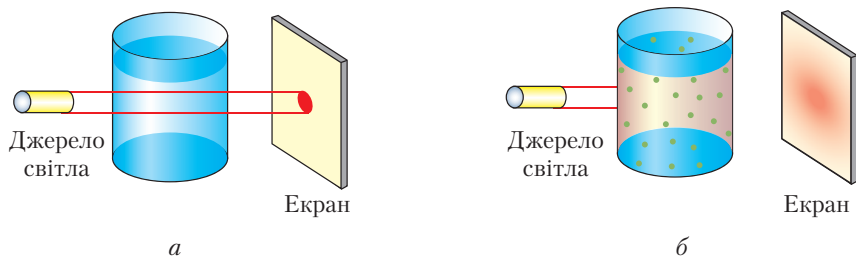


Рис. 8. Розпізнавання істинних (а) і колоїдних (б) розчинів

крізь нього непомітно, а в склянці з колоїдним розчином його шлях чітко простежується (рис. 8).

Така відмінність зумовлена різним розміром частинок у розчинах. Очевидно, що колоїдні частинки є великими, тому й проявляють здатність розсіювати світло. Цим способом у домашніх умовах можна визначити, яким розчином — істинним чи колоїдним — є підсолоджений чай, кисіль, настоянка діамантового зеленого («зеленка»), виноградний сік, напій «Кока-кола», оцет. Як пучок світла можна використати лазерну указку.

ЗНАЧЕННЯ ДИСПЕРСНИХ СИСТЕМ. Дисперсні системи набули значного поширення в природі та практичного застосування в людській діяльності. За їх участю відбувається зміна структури та властивостей ґрунтів, утворення туману, хмар, вивітрювання гірських порід тощо. Їх застосовують під час технологічних процесів у хімічній, харчовій і фармацевтичній промисловості, медицині, парфумерії (рис. 9, с. 24). Зокрема, у хімічній промисловості — під час виробництва штучного шовку (віскозного, ацетатного) і синтетичних волокон (капрону, лавсану тощо), лаків і фарб, клеїв, пластмас, гуми. У сільському господарстві з використанням дисперсних систем виготовляють композиційні добрива, що ефективно діють на ріст, розвиток і врожайність сільськогосподарських культур.

На використанні властивостей різних суспензій та емульсій ґрунтується виробництво цементу, гіпсу, бетону, будівельних композиційних матеріалів. Змінюючи дисперсність, покращують якість багатьох матеріалів.

Фармацевтична промисловість виробляє значну кількість лікарських речовин у формі тонких суспензій або емульсій, мазей, паст, кремів. У природоохоронній індустрії дисперсні системи використовують для очищення природних і стічних вод, повітря, а також інших заходів.

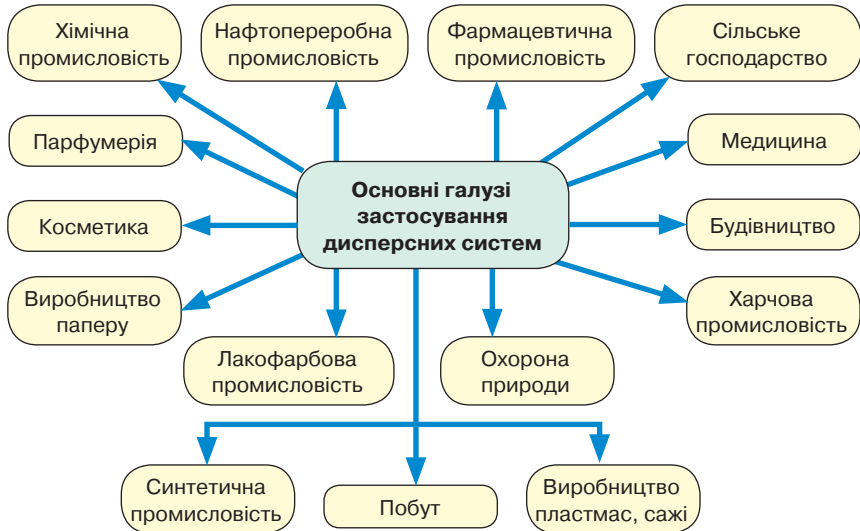


Рис. 9. Схема застосування дисперсних систем

Значення дисперсних систем для життєдіяльності людини найрізноманітніше. Крім зазначеного, це й виробництво лаків і фарб, паперу, сажі, синтетичних каучуків, смол, клеїв, зубної пасти, продуктів харчування, видобуток і переробка нафти.

Широкого застосування набули істинні розчини. Насамперед їх використовують у шкільних хімічних лабораторіях, вивчаючи властивості речовин. Приготування їжі, догляд за рослинами, боротьба зі шкідниками рослин і тварин та їх лікування – усе це сфери застосування істинних розчинів.



ЦІКАВО ЗНАТИ

- У фармацевтичній промисловості використовують гелеві препарати як ефективний засіб місцевої дії для знеболювання при запальних ураженнях суглобів і м'яких тканин, що розміщені навколо них, незначних травмах, судинних пошкодженнях. Гелева основа сприяє проникненню активної речовини в найглибші тканини, викликає додатковий охолоджувальний ефект, безпечна для шкіри, гігієнічна. Гель здатний утворювати на поверхні шкіри суцільну плівку, під якою діючі речовини добре всмоктуються крізь шкіру та проникають в осередок запалення.
- Доведено, що сироп «Уролесан», який вживають для лікування сечокам'яної хвороби, можна застосовувати у ветеринарній медицині для лікування домашніх тварин, хворих на це саме захворювання.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Дисперсні системи** — фізико-хімічні системи, що складаються з двох або більше речовин, причому одна з них у подрібненому стані (*дисперсна фаза*) рівномірно розподілена серед частинок іншої (*дисперсійне середовище*).
За розмірами частинок дисперсні системи поділяють на: а) грубодисперсні системи; б) колоїдні розчини; в) істинні розчини.
До грубодисперсних систем належать суспензії, емульсії, піни й аерозолі.
- **Суспензії (зависі)** — системи, у яких частинки твердої речовини рівномірно розподілені між молекулами рідини (води).
- **Емульсії** — системи, у яких дисперсною фазою та дисперсійним середовищем є рідини, що не змішуються.
- **Піни** — двофазні системи, у яких дисперсною фазою є гази, а дисперсійним середовищем — рідина. Є і *тверді піни*, для яких характерно те, що дисперсійним середовищем слугує тверда речовина.
- **Аерозолі** — системи, у яких дисперсійним середовищем є гази.
- **Колоїдні розчини** — високодисперсні системи, у яких розмір частинок становить 1–100 нм, а колоїдне середовище є рідиною. Розрізняють **золі** — рідкі колоїдні розчини та **гелі** — желатиноподібні драглисті маси.
- **Істинні розчини** — системи, у яких молекули чи йони розчиненої речовини рівномірно розподіляються між молекулами розчинника. Це **гомогенні** системи. Їм властива висока стійкість розчинів, вони прозорі, не осідають, піддаються фільтруванню.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Наведіть приклади дисперсних систем, які трапляються в природі та побуті.
2. Установіть відповідність між назвами груп дисперсних систем і розмірами їх частинок.

А грубодисперсні системи	1 1–100 нм
Б колоїдні розчини	2 < 1 нм
В істинні розчини	3 > 100 нм
	4 1–200 нм
3. Установіть відповідність між назвами груп дисперсних систем і прикладами систем, що до них належать.

А грубодисперсні системи	1 молекулярні, йонні
Б колоїдні розчини	2 суспензії, емульсії
В істинні розчини	3 золі, гелі
	4 емульсії, золі

4. Установіть відповідність між назвами грубодисперсних систем та їх прикладами.
- | | |
|--------------------|-----------------------|
| А суспензія | 1 майонез |
| Б емульсія | 2 пемза |
| В піна | 3 розчин цукру |
| Г аерозоль | 4 зубна паста |
| | 5 туман |
5. Установіть відповідність між назвами золю, гелю, істинного розчину, суспензії.
- | | |
|--------------------------|--------------------------------|
| А золь | 1 сік з м'якоттю |
| Б гель | 2 молоко |
| В істинний розчин | 3 розчин натрій хлориду |
| Г суспензія | 4 алюміній гідроксид |
| | 5 кисіль |
6. Позначте дві властивості істинних розчинів.
- А** розмір частинок становить 1–100 нм
Б розмір частинок — менше 1 нм
В прозорі, не можна розділити механічним способом
Г каламутні, колоїдні частинки осідають
7. Назвіть не менше шести галузей застосування дисперсних систем.



ДОМАШНІЙ ЕКСПЕРИМЕНТ

Виготовте в домашніх умовах колоїдні розчини (желе, кисіль, крохмаль для підкромалення білизни, холодець тощо), використавши потрібні для цього речовини, й опишіть послідовність ваших дій.



§ 5. БУДОВА МОЛЕКУЛИ ВОДИ, ПОНЯТТЯ ПРО ВОДНЕВИЙ ЗВ'ЯЗОК



Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- *знати* будову молекули води;
- *формулювати визначення* понять «водневий зв'язок», «диполь»;
- *розуміти*, чому вода є хорошим розчинником багатьох речовин;
- *пояснювати* роль води в житті живих організмів; будову молекули води з погляду електронної теорії будови атома;
- *обґрунтовувати* унікальну здатність води розчиняти речовини;
- *висловлювати судження* про значення розчинів у природі та житті людини.



Пригадайте, що вам відомо про поширення води в природі, її склад, властивість як розчинника.

Поширення води в природі. На нашій планеті вода є однією з найпоширеніших речовин, яка перебуває за звичайних умов у рідкому стані та заповнює всі впадини земної поверхні. Вода — це моря, океани, річки, озера, що займають майже 71 % площі земної поверхні. Якщо припустити, що земна поверхня не має впадин і гір, то вся вода нашої планети вкрила б її шаром завтовшки 4 км. Вода входить до складу гірських порід і мінералів.

Порівняно з великими загальними запасами води на планеті запаси прісної води є незначними й становлять приблизно 2–3 % від загальної кількості. Надходження прісної води відбувається внаслідок танення льодовиків полярного й гірського походження, а також айсбергів. Однак нині запаси прісної води викликають занепокоєння в людства. Недбале ставлення людини до природи спричиняє забруднення води різними хімічними речовинами, відходами нафтохімічних і целюлозно-паперових підприємств. Через надмірне використання мінеральних добрив, гербіцидів і пестицидів вони через ґрунт потрапляють у воду. Як наслідок цього виникають різноманітні захворювання, що викликають незворотні зміни в організмі. Отже, природна прісна вода не завжди є чистою, а прісна вода льодовиків та айсбергів практично недоступна для використання.

Важливо зазначити, що вода — основа життя на Землі. Тому для підтримки життєдіяльності свого організму кожній людині необхідно вживати 2–2,5 л чистої води на добу. Без води не обходиться жодний живий організм.



Зробіть дослідження про вміст води в організмі людини, організмах різних тварин і рослин. Сформулюйте висновок про значення води.

Завдяки колообігу в природі загальна кількість води не змінюється, проте внаслідок господарської діяльності людини запаси прісної води зменшуються. Тому життєво необхідною потребою та обов'язком кожної людини є збереження чистоти води й боротьба із забрудненням водних ресурсів.

Вода в природних умовах перебуває ще у двох агрегатних станах: твердому та газоподібному. З курсу географії вам відомо, що на полюсах земної кулі частина запасів прісної води сконцентрована в льодовиках і на вершинах гір у твердому стані. У газоподібному стані вода міститься в атмосфері.

Перетворити воду на пару можна в побутових і лабораторних умовах.



Назвіть умови, за яких вода перетворюється на лід і пару.

Будова молекули води. Вивчаючи в курсі хімії 8 класу будову речовини, ви ознайомилися з кристалічною структурою води, і тепер вам відомо, що вода у твердому стані має молекулярні кристалічні ґратки.

До складу молекули води H_2O входять два атоми Гідрогену й один атом Оксигену, які сполучені між собою ковалентним полярним зв'язком. Через те, що Оксиген і Гідроген утворюють по декілька ізоотопів, у природі існують різновиди води, у яких наявні й важкі ізотопи цих хімічних елементів.

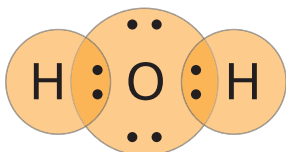


Рис. 10. Утворення спільних електронних пар у молекулі води

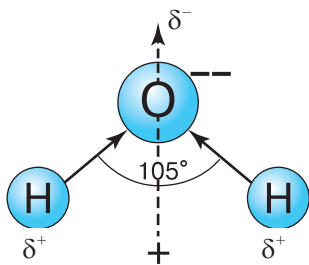


Рис. 11. Кутова будова молекули води

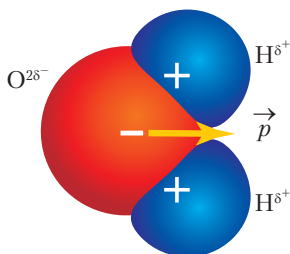


Рис. 12. Масштабна модель будови молекули води з утворенням диполя

Будову зовнішнього енергетичного рівня атома Оксигену відображає електронна формула $2s^2 2p^4$, відповідно до якої із шести електронів атома $2s$ і $2p$ спарених і $2p$ – неспарених. За рахунок неспарених p -електронів атом Оксигену утворює дві спільні електронні пари із s -електронами двох атомів Гідрогену (рис. 10).

Кут між орбіталями, що утворили зв'язок, становить 105° . Тому молекула води має кутову будову (рис. 11).

Атом Оксигену, як більш електро-негативний, зміщує до себе електронну густину хімічного зв'язку. Спільні електронні пари разом з електронами, які не брали участі в утворенні хімічних зв'язків, концентрують на атомі Оксигену частково негативний заряд δ^- (читається «дельта мінус»). Відповідно на атомах Гідрогену зосереджений частково позитивний заряд δ^+ (читається «дельта плюс»).

Отже, молекула води – це **диполь** (рис. 12).

Саме тому у вузлах кристалічних ґраток води молекули строго орієнтовані одна до одної своїми полюсами. На рисунку 12 зображено масштабну модель молекули води, де позначено часткові заряди на полюсах молекули.



Розгляньте модель молекули води та поясніть, чому Оксиген має заряд $2\delta^-$, а Гідроген — заряд δ^+ .

Водневий зв'язок. Ви знаєте, що молекули речовин утворюються внаслідок виникнення ковалентного зв'язку між однаковими або різними атомами неметалічних елементів. Проте між окремими молекулами також може утворюватися зв'язок, якщо молекули полярні.

Механізм утворення одного такого зв'язку полягає в притяганні атомів Гідрогену до атомів значно сильніших електронегативних елементів, якими є Оксиген, Флуор і Нітроген. Такий вид хімічного зв'язку називають *водневим*.



Водневий зв'язок — це електростатична взаємодія між молекулами за участю атомів Гідрогену.

Сила водневого зв'язку невелика, і порівняно з ковалентним він набагато слабший. Однак у різних полярних сполук він може бути більш або менш сильним. Це залежить від електронегативності атома, що зв'язаний із Гідрогеном.

Завдяки утворенню водневого зв'язку речовини асоціюють у рідинах і утворюють димери (дві молекули) або цілі агрегати молекул (рис. 13).

Водневі зв'язки позначають крапками. Це означає, що вони значно слабші за ковалентні.

Наявність водневого зв'язку, а відповідно — й асоційованих молекул, впливає на властивості речовин. Зокрема, спостерігаємо підвищення температур плавлення та кипіння. Наприклад, температура кипіння води є вищою за температуру кипіння подібних за складом до води летких сполук неметалічних елементів з Гідрогеном — H_2S і H_2Se . Якщо гідроген сульфід і гідроген селенід за звичайних умов є газами, то вода — рідина.

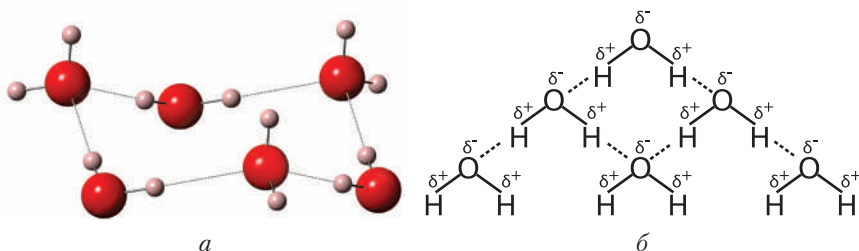


Рис. 13. Модель асоційованих молекул води (а) і схема утворення водневих зв'язків між молекулами води (б)

Утворення водневого зв'язку між молекулами води називають **міжмолекулярним**. Однак водневий зв'язок може виникати всередині молекул, тобто між атомами тієї самої молекули. Такий зв'язок називають **внутрішньомолекулярним**. Він властивий не тільки неорганічним речовинам, а й молекулам органічних речовин, які мають високі відносні молекулярні маси: білкам, нуклеїновим кислотам, полімерам.

Речовини, у яких наявні внутрішньомолекулярні водневі зв'язки, дещо відрізняються від тих, яким властиво утворювати міжмолекулярні зв'язки. Зокрема, вони краще розчиняються в органічних розчинниках, характеризуються більшою леткістю.

Водневий зв'язок не належить до сильних. Він легко утворюється й так само легко руйнується, що важливо для біологічних процесів, які відбуваються в живих організмах і є необхідними для їх функціонування.

Водневий зв'язок ви вивчаєте для того, щоб зрозуміти механізми процесів розчинення, електrolітичної дисоціації, окисно-відновних реакцій.

Отже, завдяки своїй унікальній будові молекула води здатна утворювати агрегати за рахунок водневих зв'язків з молекулами полярних і йонами йонних сполук. Це відіграє важливу роль у процесі розчинення речовин з утворенням розчинів.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- Вода — унікальна речовина, одна з найпоширеніших у природі; займає майже 71 % площі земної поверхні; входить до складу багатьох мінералів і гірських порід, а також солей, які називають **кристалогідратами**, тощо.
Вода заповнює створені людиною штучні водоймища: водосховища, моря, ставки.
- Властивості води зумовлені унікальною будовою її молекули. Зв'язки, що виникають між Оксигеном і Гідрогеном, ковалентні полярні, розташовані під кутом 105° . Унаслідок цього молекула стає полярною, утворюється диполь.
- **Диполь** — система з двох зарядів (δ^- і δ^+), однакових за значенням, але протилежних за знаком.
- **Водневий зв'язок** — електростатична взаємодія між молекулами за участю атомів Гідрогену.
- Водневий зв'язок між молекулами води називають **міжмолекулярним**, а зв'язок усередині однієї й тієї самої молекули між атомами (або групами атомів) — **внутрішньомолекулярним**.
- Така структура води відіграє важливу роль у процесі розчинення речовин з утворенням розчинів.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Поясніть поширення води в природі та її важливість для життя на Землі. Яка біологічна роль води?
2. Поясніть будову молекули води щодо електронної будови атомів, які входять до її складу.
3. Обґрунтуйте вплив водневого зв'язку на властивості речовин.
4. Доповніть висловлювання так, щоб вони стали завершеними.
Між атомами Оксигену й Гідрогену в молекулі води існують ... полярні
Молекула води — ... сполука.
Диполь — це система з ... зарядів, ... за значеннями, але ... за зна-ком.
Водневий зв'язок може бути ... і



ЦІКАВО ЗНАТИ

- **Діаліз** — очищення колоїдних розчинів і високомолекулярних речовин від розчинених у них низькомолекулярних сполук за допомогою напівпроникної мембрани. Під час діалізу молекули низькомолекулярної речовини проникають крізь мембрану, а колоїдні частинки залишаються.

Діаліз застосовують для очищення колоїдних розчинів від домішок; у промисловості — для очищення штучних волокон, а також у процесі виготовлення лікарських препаратів.

- **Гемодіаліз** — метод очищення крові хворих на гостру й хронічну ниркову недостатність. Під час гемодіалізу відбувається видалення з організму токсичних речовин, нормалізується водний та електролітичний баланс.



§ 6. РОЗЧИН ТА ЙОГО КОМПОНЕНТИ. РОЗЧИНЕННЯ ЯК ФІЗИКО-ХІМІЧНИЙ ПРОЦЕС



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *формулювати визначення* понять «розчин», «розчинник», «розчинена речовина», «гідрати», «гідратація»;
- *визначати* склад розчину;
- *наводити приклади* істинних розчинів і розчинників;
- *розуміти* суть процесу розчинення, його фізичну та хімічну природу;
- *пояснювати* склад розчину; процес розчинення речовин як фізико-хімічне явище; залежність розчинності від площі

поверхні зіткнення розчиненої речовини та хімічної природи розчинника й розчиненої речовини;

- висловлювати судження про значення розчинів у природі та житті людини.

Розчини в житті людини. Упродовж життя людина постійно використовує розчини багатьох речовин у всіх галузях своєї діяльності. Найчастіше для виготовлення розчинів як розчинник застосовують воду. Однак природна вода, яка заповнює впадини земної поверхні, теж існує у вигляді розчинів багатьох речовин, що входять до складу ґрунтів, гірських порід, ґрунтових вод тощо.

Загальновідомо, що морська вода дуже солонна на смак. Це свідчить про те, що вона є розчином багатьох солей.

Організм людини приблизно на 75 % складається з води, тому без її надходження він дуже швидко виснажується й людина вмирає. Основними розчинами, що містяться в людському організмі, є плазма крові та лімфа, яка на 90 % складається з води.

Рослини засвоюють поживні речовини з розчинів, що надходять із ґрунту. Клітинний сік рослин нагромаджується у вакуолях і складається з води, у якій розчинені різні солі, а саме: калій, натрій і ферум хлориди, калій і натрій нітрати, магній сульфат та інші речовини. У клітинному соку в розчиненому стані наявні глюкоза, фруктоза й органічні речовини, зокрема кислоти й розчинні білки.

З використанням розчинів тісно пов'язане приготування їжі, виготовлення лікарських препаратів, виробництво лаків, фарб, пластмас, синтетичних волокон, обробка дерев для захисту від шкідників, захист від комах, удобрення сільгоспугідь.

Виготовляти істинні розчини вам доводиться під час підсолодження чаю, підсолювання перших страв, засолювання огірків, томатів, кабачків та інших овочів, варіння компотів тощо.



Пригадайте з курсів природознавства та фізики явище дифузії.

Розчини. Спостерігати процес утворення розчину можна за допомогою явища дифузії, якщо використати забарвлені розчинні у воді сполуки. Наприклад, проведемо демонстраційний дослід розчинення мідного купоросу.

Дослід 1. У хімічну склянку об'ємом 500 мл наллємо воду. Насиплемо невелику кількість мідного купоросу $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (сіль синього кольору) у марлевий мішечок і прив'яжемо його до вмонтованої в штатив палички так, щоб сіль опустилася у воду. Спостерігайте, що відбувається в склянці (рис. 14).

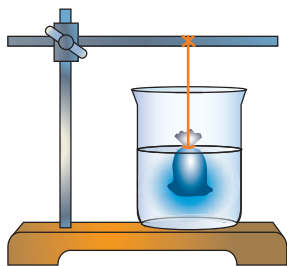


Рис. 14. Розчинення мідного купоросу



Рис. 15. Явище дифузії в рідинах

Отже, навколо мішечка утворюється кружечок прозорого розчину синього кольору, який поступово збільшується, поширюється врзнізбч.

Явище дифузії дуже ефектно демонструє дослід, зображений на *рисунку 15*. Пояснимо докладніше. Якщо опустити марлевий рулон одним кінцем у розчин амоній дихромату (оранжевого забарвлення), а другий кінець рулону помістити в порожню склянку й так само занурити інший марлевий рулон у розчин купрум(II) сульфату (синього забарвлення), то марля поступово просочиться розчинами й у середній склянці збиреться рідина, яка матиме зелене забарвлення.



Поясніть, звідки й чому з'явилось зелене забарвлення розчину в склянці, що розміщена посередині.

Що ж таке *розчин* та який його склад?



Розчин — це гомогенна (однорідна) система, що складається з двох або більше компонентів.

До складу будь-якого розчину входять розчинник і розчинена речовина — компоненти розчину. Схематично склад розчину показано на *рисунку 16*.

Розчинник — це компонент розчину, який перебуває в такому самому агрегатному стані, що й розчин. Найчастіше розчинниками є рідини: вода, спирт, бензин, бензен.



Рис. 16. Схема складу розчину, його компоненти

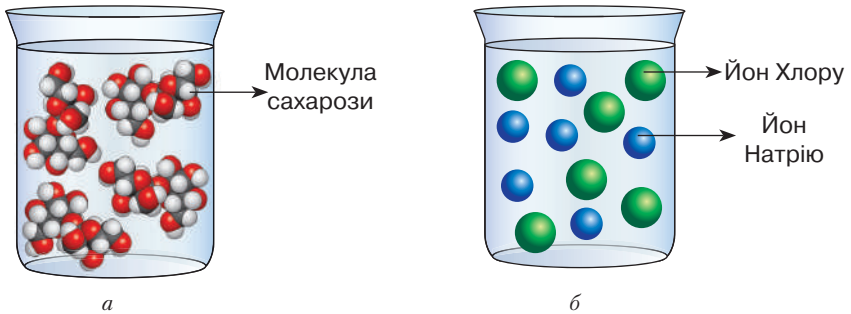


Рис. 17. Розчини:

a – сахарози (цукру) у воді; *б* – натрій хлориду (кухонної солі) у воді

Розчинена речовина може бути газом, рідиною або твердою речовиною. Сам розчин може перебувати в будь-якому агрегатному стані.

Залежно від того, які речовини – атомні, молекулярні чи йонні – розчинені в розчиннику, між молекулами розчинника рівномірно можуть розміщуватися атоми, молекули (рис. 17, *a*) або йони (рис. 17, *б*).



Наведіть приклади розчинів, у яких розчинено речовини в різних агрегатних станах.

Необхідно зазначити, що є розчини, у яких розчинені не одна, а кілька речовин (морська та мінеральні води, фруктові напої, маринади тощо).

Фізико-хімічна суть процесу розчинення. З'ясуємо, у чому полягає суть процесу розчинення. Ви вже спостерігали, як розчиняється у воді кухонна сіль і цукор, тому відразу скажете, що це відбувається внаслідок дифузії. Тобто частинки розчинюваної речовини, зіткнувшись із молекулами води або іншого розчинника, поширюються між ними. Одночасно зменшується маса речовин, які розчиняються. Це свідчить про те, що кристали речовин руйнуються й переходять у розчин. На *рисунку 17* зображено, що кристали цукру (сахарози) і кухонної солі (натрій хлориду) руйнуються й молекули та йони хаотично рухаються між молекулами розчинника.

Дослід 2. З'ясуємо, що може пришвидшити розчинення речовин. Для цього візьмемо дві хімічні склянки й наллємо однакові об'єми води. У першу склянку покладемо грудочку цукру, у другу – таку

саму грудочку, яку попередньо подрібнимо, щоб утворився цукор-пісок. Спостерігайте, як розчиняється цукор в обох склянках.

Отже, у склянці з подрібненим цукром розчинення відбувається значно швидше. Робимо висновок, що руйнування кристалів цукру залежить **від площі поверхні зіткнення розчинника та розчинюваної речовини**. Що більша площа поверхні зіткнення, то швидше відбувається дифузія. Збільшити площу поверхні зіткнення можна, якщо розчин перемішати.

Дослідники процесів розчинення, зокрема шведський фізико-хімік С. Арреніус, вважали, що між розчинником і розчиненою речовиною немає жодної взаємодії, тобто розчинення характеризували як **фізичний процес**. Однак Д. Менделєєв, вивчаючи процес розчинення речовин, запропонував **хімічну теорію розчинів**. За цією теорією, розчин розглядають не як механічну суміш розчинника й розчиненої речовини, а як хімічну взаємодію між ними.

Під час розчинення речовин спостерігають два процеси: 1) руйнування структури розчинюваної речовини до молекул чи йонів; 2) взаємодію утворених частинок із частинками розчинника (якщо це вода — з молекулами води). Взаємодію частинок речовини з молекулами води називають **гідратацією**. Продуктами гідратації є **гідратовані йони** або **молекули**.

Розглянемо, як відбувається розчинення речовин з різною кристалічною структурою на прикладі найпоширеніших харчових продуктів — цукру (сахарози) і кухонної солі (натрій хлориду).

Цукор (сахароза) є речовиною молекулярної будови. Його молекули містять у своєму складі атоми із зарядами δ^+ і δ^- , що й зумовлює притягування молекул води протилежними полюсами. Між молекулами цукру та полярними молекулами води утворюються **водневі зв'язки**. Навколо однієї молекули цукру концентруються декілька молекул води, які сполучаються між собою. Унаслідок такої взаємодії та руху молекул води молекули цукру відокремлюються від кристалів. Отже, відбувається руйнування структури кристала. Другий процес пов'язаний з утворенням гідратованих молекул цукру та рівномірним поширенням і розподілом їх між молекулами розчинника (води).

Розчинення йонних сполук (натрій хлориду) теж характеризується руйнуванням структури кристала й утворенням гідратованих йонів. Дипольні молекули води притягуються до йонів різними полюсами: до позитивно зарядженого йона Натрію — негативним, а до негативно зарядженого йона Хлору — позитивним. Унаслідок взаємного притягання зв'язки між йонами в кристалі руйнуються

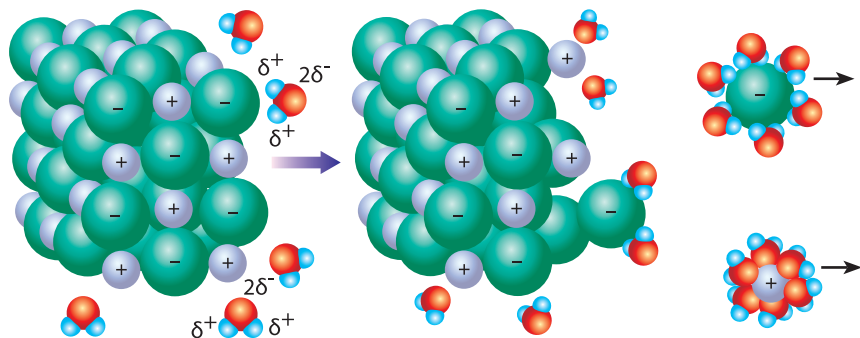


Рис. 18. Схема процесу розчинення кристалів натрій хлориду у воді

і йони переходять у розчин. У результаті в розчині утворюються гідратовані катіони Натрію й аніони Хлору (рис. 18).

Зважаючи на те, що під час розчинення утворюються гідратовані молекули або йони, розчин містить не тільки **розчинник і розчинену речовину, а й продукти їхньої взаємодії**. Тому схему складу розчину, подану на *рисунку 16* (с. 33), необхідно змінити так, як зображено на *рисунку 19*.



Рис. 19. Схема складу розчину

Оскільки під час розчинення речовин відбувається не тільки механічне поширення структурних частинок розчиненої речовини між молекулами розчинника (*дифузія*), а й взаємодія між ними, що підтверджує процес гідратації з утворенням гідратованих молекул або йонів, то доведено (Д. Менделєєв), що **розчинення — це фізико-хімічний процес**.

Тому правильним буде доповнене визначення поняття «розчин».



Розчин — це однорідна (гомогенна) система, що складається з двох або більше компонентів і продуктів їхньої взаємодії.

Підтвердженням фізико-хімічної теорії розчинів є теплові явища, що відбуваються під час розчинення.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- Розчини мають велике практичне значення та відіграють важливу роль у житті людини, у природі, різних галузях народного господарства й побуті.
- Складовими частинами розчину є розчинник і розчинена речовина. **Розчинник** — компонент розчину, який перебуває в такому самому агрегатному стані, що й розчин. **Розчинена речовина** може бути газом, рідиною або твердою речовиною.
- Розчин може перебувати в будь-якому агрегатному стані.
- Розчинення речовин супроводжується такими процесами: 1) руйнуванням структури розчинюваної речовини до молекул або йонів; 2) взаємодією утворених частинок із частинками розчинника.
- Взаємодію частинок речовини з молекулами води під час утворення водного розчину називають **гідратацією**. Продуктами гідратації є **гідратовані молекули** або **йони**.
- Під час розчинення у воді речовин з ковалентним полярним зв'язком (або полярними групами атомів) між їхніми молекулами й молекулами води утворюються **водневі зв'язки**.
- **Розчин** — однорідна (гомогенна) система, що складається з двох або більше компонентів і продуктів їхньої взаємодії.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Сформулюйте визначення понять «розчин», «розчинник», «розчинена речовина».
2. Охарактеризуйте суть процесу розчинення.
3. Наведіть приклади істинних розчинів, які використовують у різних галузях народного господарства.
4. Доповніть висловлювання так, щоб вони стали завершеними.
Розчин — це гомогенна система, що складається
Компонентами розчину є ... і
Розчинником називають
Гідратація — взаємодія частинок речовини з молекулами
5. У воді об'ємом 120 мл розчинили цукор масою 40 г. Обчисліть масову частку цукру в утвореному розчині.



§ 7. РОЗЧИННІСТЬ РЕЧОВИН, ЇЇ ЗАЛЕЖНІСТЬ ВІД РІЗНИХ ЧИННИКІВ. НАСИЧЕНІ Й НЕНАСИЧЕНІ, КОНЦЕНТРОВАНІ Й РОЗВЕДЕНІ РОЗЧИНИ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *формулювати* визначення поняття «розчинність»;
- *знати* класифікацію речовин за розчинністю; чинники, що впливають на розчинність речовин;



- *пояснювати* вплив різних чинників на розчинність речовин;
- *уміти визначати* розчинні, малорозчинні, нерозчинні речовини за таблицею розчинності; розчинність речовин за кривою розчинності за різних температур;
- *характеризувати* насичені, ненасичені, концентровані та розведені розчини; розчинність твердих речовин, рідин і газів залежно від впливу температури, тиску, природи речовини й розчинника, агрегатного стану.

Розчинність речовин. Важливість розчинів у живій і неживій природі важко переоцінити. За їхньою участю відбувається обмін речовин в організмах людини, тварин і рослин. Їх широко застосовують у різних галузях промисловості, техніці, у хімічних лабораторіях, сільському господарстві, побуті.

Вивчаючи хімію в попередніх класах, ви проводили лабораторні досліді та практичні роботи з використанням розчинів неорганічних речовин. Тому важливо знати, що таке *розчинність* і як вона залежить від різних чинників.



Розчинність — це властивість речовин розчинятися у воді або будь-якому іншому розчиннику.

Вода є універсальним розчинником завдяки будові та здатності утворювати водневі зв'язки не тільки між своїми молекулами, а й з молекулами інших речовин.



Рис. 20.
Розчинення кристалів калій перманганату

У воді розчиняються речовини, що перебувають у різних агрегатних станах: твердому (рис. 20), рідкому й газоподібному.

За розчинністю у воді речовини поділяють на розчинні, малорозчинні й нерозчинні (рис. 21). Такий поділ ґрунтується на тому, яка маса речовини розчиняється в певному розчиннику. Наприклад, якщо у воді масою 100 г розчиняється понад 1 г речовини, то вважають, що це розчинна речовина; якщо ж розчиняється менше ніж 1 г речовини — малорозчинна, а якщо менше 0,01 г — нерозчинна.

Отже, сформулюємо уточнене визначення розчинності.



Розчинність — це маса розчиненої речовини, яка за певних умов (температури, тиску) може розчинитися в розчиннику масою 100 г.

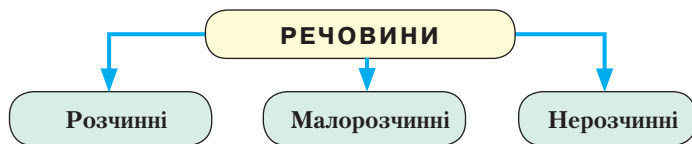


Рис. 21. Схема класифікації речовин за розчинністю

До твердих розчинних у воді речовин належать такі солі, як хлориди та нітрати. З інших — усі солі Натрію, Калію та амонію, подані в таблиці розчинності кислот, основ, амфотерних гідроксидів і солей у воді (*див. другий форзац*). Розчинними у воді є луги.

У воді можуть розчинятися рідини. Деякі з них розчиняються в будь-яких пропорціях. Це, зокрема, сульфатна, нітратна й оцтова кислоти, етанол.

Здатність розчинятися у воді проявляють і газоподібні речовини. Їх розчинність є дуже різною. Вам уже відомо, що такі безоксигенові кислоти, як хлоридна й сульфідна, добувають розчиненням у воді відповідно гідроген хлориду й гідроген сульфідну. Розчинним є **амоніак**, розчинність якого за нормальних умов досить висока.

До малорозчинних речовин належать кальцій і магній гідроксиди, аргентум(I) сульфат, газу кисень, азот, карбон(II) оксид.



Наведіть приклади нерозчинних речовин, користуючись таблицею розчинності (*див. другий форзац*).

Необхідно зазначити, що абсолютно нерозчинних речовин немає. Навіть метали золото й срібло мають здатність у дуже незначних кількостях розчинятися у воді. Катіони Ауруму й Аргентуму, потрапляючи у воду, спричиняють її бактерицидну дію.

Чинники, що впливають на розчинність речовин. Ви вже переконалися, що розчинність речовин є дуже різною. Вона залежить від багатьох чинників, зокрема: природи розчиненої речовини й самого розчинника, температури, тиску (для газів), агрегатного стану розчиненої речовини. Вивчаючи розчинність речовин, дослідники виявили деякі закономірності.

1. *Залежність розчинності речовин від їхньої природи та природи розчинника, тобто від хімічної будови й виду зв'язку.* Речовини з ковалентним полярним зв'язком добре розчиняються в речовинах, подібних до себе. Наприклад, розчинення амоніаку у воді. Аналогічно розчиняються йонні сполуки, тобто вони добре розчинні в полярних розчинниках. Так, натрій гідроксид і натрій

хлорид розчиняються у воді чи іншому полярному розчиннику. Для неполярних сполук характерно розчинятися в неполярних розчинниках. Прикладом може бути розчинення рідкого азоту в рідкому кисні. Отже, сформулюємо правило: **подібне розчиняється в подібному**.

2. **Залежність розчинності речовин від температури.** Щоб з'ясувати, як температура впливає на розчинність речовин, проведемо дослід.

Дослід. Покладемо у дві склянки по однаковій грудочці цукру. Наллємо в першу склянку холодну, а в другу гарячу воду масою по 150 г. Що ж ми спостерігаємо? У першій склянці цукор розчиняється повільно, а в другій, з гарячою водою — значно швидше. Отже, **з підвищенням температури розчинність зростає**. Зокрема, це стосується твердих речовин.

Однак у певній масі води (чи іншого розчинника) може розчинятися не безмежна маса речовини, а певна її порція. Наприклад, експериментально встановлено, що у воді масою 100 г за кімнатної температури (приблизно 20 °С) може розчинитися натрій хлорид масою не більше ніж 36 г. За такої самої температури калій нітрату розчиниться 35 г і приблизно така ж порція калій хлориду. Якщо до згаданих порцій додати ще солі, то за цієї температури вони більше не розчинятимуться.



Розчин, у якому за певної температури й тиску розчинена речовина більше не розчиняється, називають **насиченим**.

Залежність розчинності твердих речовин від температури відображають криві розчинності (рис. 22). Так, із підвищенням температури розчинність деяких солей зростає (KClO_3 , KNO_3 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$). Однак є солі, розчинність яких зростає незначно (KCl , NaCl) або зменшується ($\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$).



Сформулюйте самостійно визначення ненасиченого розчину.

Зрозуміло, що в **ненасиченому** розчині речовини менше, ніж у насиченому, тож у ньому можна розчинити додаткову порцію речовини. Доливши розчинник у насичений розчин, легко отримаємо ненасичений розчин.

За підвищеної температури в певній масі розчинника можна розчинити більшу порцію речовини. Під час повільного охолодження такого розчину утворюється **пересичений** розчин, який є

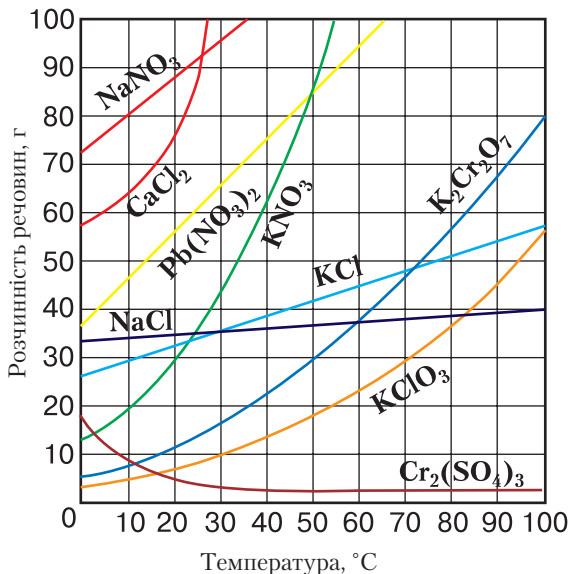


Рис. 22. Криві розчинності

дуже нестійким: за незначного струшування або додавання кристалика солі надлишок розчиненої речовини випадає в осад.

3. *Залежність розчинності від агрегатного стану розчиненої речовини.* Розчини утворюють не тільки тверді речовини, а й рідини та гази. Наприклад, чимало рідин (етанол, оцтова кислота, гліцерол) добре розчиняються у воді й змішуються з нею в будь-яких співвідношеннях.

На розчинність рідин тиск не впливає.

4. *Залежність розчинності газів від температури й тиску.* Розчинність газів залежить від **температури, тиску та хімічної природи самого газу**. Розчинення газів у воді супроводжується виділенням тепла, тому з підвищенням температури їхня розчинність зменшується, а зі зниженням — збільшується. Вам уже відомо, що за звичайних умов у воді добре розчиняються такі гази, як гідроген хлорид, амоніак тощо.

На розчинність газів істотно впливає тиск. З підвищенням тиску розчинність газів зростає.

Кількісний склад розчину. Кількісний склад розчину виражають різними способами. Вам уже відомий один з них — це масова частка розчиненої речовини. Є й інші способи, але їх в основній школі не вивчають.



Пригадайте, що називають масовою часткою речовини в розчині та як її обчислюють.

Залежно від вмісту розчиненої речовини розрізняють концентровані та розведені розчини.

У **концентрованому** розчині вміст розчиненої речовини є високим і перевищує вміст розчинника. **Розведений** розчин характеризується низьким вмістом розчиненої речовини, тобто в ньому міститься більше розчинника. Залежно від того, розчинна чи малорозчинна речовина, концентровані розчини розчиненої речовини можуть бути ненасиченими, а розведені розчини малорозчинної речовини — насиченими.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Розчинність** — маса розчиненої речовини, яка за певних умов (температури, тиску) може розчинитися в розчиннику масою 100 г.
- За розчинністю у воді речовини поділяють на **розчинні, малорозчинні, нерозчинні**. Визначити, якою є певна речовина, можна за таблицею розчинності кислот, основ, амфотерних гідроксидів і солей у воді (див. *другий форзац*).
- Розчинність залежить від таких чинників: **природи розчиненої речовини й розчинника, температури, тиску (для газів), агрегатного стану розчиненої речовини**.
- Розчинність твердих речовин зростає з підвищенням температури. **Тиск** на розчинність рідин не впливає.
- **Розчинність газів** зменшується з підвищенням температури й зростає з підвищенням тиску.
- **Насичений розчин** — розчин, у якому за певної температури й тиску розчинена речовина більше не розчиняється. Якщо ж у розчині розчиняється додаткова порція речовини, то такий розчин є **ненасиченим**.
- За вмістом розчиненої речовини розрізняють **концентровані й розведені розчини**.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Користуючись таблицею розчинності (див. *другий форзац*), виокремте з поданого переліку формули розчинних, малорозчинних і нерозчинних речовин: KOH , HgI_2 , $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$, AgNO_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, K_2CO_3 , AgCl , BaCO_3 , H_2SO_4 , CaSO_3 , H_2SiO_3 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, Na_2SO_4 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$.
2. Визначте, як зростає розчинність калій нітрату зі зростанням температури на кожні 10°C в діапазоні $(0\text{--}50)^\circ\text{C}$, користуючись відповідною кривою розчинності (рис. 22, с. 41).

3. Поясніть розчинення речовин залежно від: а) природи розчинника й розчиненої речовини; б) температури для твердих речовин; в) температури й тиску для газів; г) температури й тиску для рідин.
4. Обчисліть масу розчиненої речовини та масу води, що містяться в розчині масою 250 г з масовою часткою натрій нітрату 20 %.
5. До розчину масою 120 г з масовою часткою калій гідроксиду 0,2 долили розчин масою 80 г з масовою часткою цього ж лугу 10 %. Обчисліть масову частку речовин у новому розчині.



§ 8. ТЕПЛОВІ ЯВИЩА, ЩО СУПРОВОДЖУЮТЬ РОЗЧИНЕННЯ РЕЧОВИН. КРИСТАЛОГІДРАТИ



Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- *знати*, що розчинення речовин супроводжується тепловими явищами; поняття «кристалогідрати»;
- *називати* кристалогідрати;
- *уміти* спостерігати демонстраційні досліди й аналізувати отримані результати;
- *обчислювати* масову частку та масу розчиненої речовини в розчині, виготовленому з кристалогідрату.

Теплові явища, що супроводжують розчинення речовин. Розглянувши природу процесу розчинення (§ 6), ви з'ясували, що між компонентами розчину відбувається хімічна взаємодія. Підтвердженням того, що розчинення — це фізико-хімічний процес, є теплові явища, які при цьому відбуваються.

Вам уже відомо, що молекули води як диполі руйнують зв'язки між молекулами (якщо речовина молекулярної будови) або йонами (якщо речовина йонної структури). Під час цього процесу витрачається енергія. Наступним етапом є *гідратація*, тобто взаємодія молекул чи йонів з молекулами води. Цей процес супроводжується виділенням певної кількості енергії. Якщо на руйнування зв'язків витрачається менше енергії, ніж її виділяється під час взаємодії між частинками речовини та розчинника, то виділяється тепло й розчин нагрівається. Якщо ж на руйнування зв'язків витрачається більше енергії, ніж її виділяється під час гідратації, то відбувається поглинання енергії й розчин охолоджується.

Спостерігатимемо за цими явищами на прикладі демонстраційних дослідів.

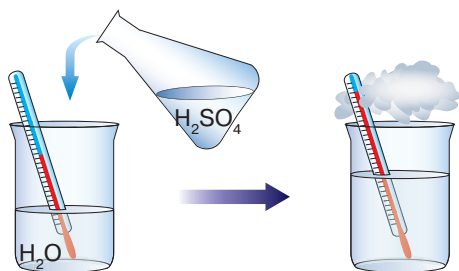


Рис. 23. Розчинення концентрованої сульфатної кислоти

Дослід 1. Розчинення концентрованої сульфатної кислоти у воді.

На дно хімічної склянки наллємо воду об'ємом 30–35 мл. Зануримо термометр і помірємо температуру. Обережно доллємо концентровану сульфатну кислоту. Перемішаємо розчин (рис. 23).

Як показано на *рисунок 23*, під час розчинення температура розчину значно зростає. Отже, розчинення концентрованої сульфатної кислоти супроводжується виділенням тепла.



Пригадайте з курсу хімії 8 класу, як і чому саме так потрібно розчиняти сульфатну кислоту.

Виділення тепла спостерігається під час розчинення спирту та багатьох твердих речовин у воді. Це переконливо свідчить про те, що розчинення — не тільки фізичний, а й хімічний процес. Іншим доказом є той факт, що об'єми розчинів здебільшого не відповідають сумі об'ємів його компонентів (розчинника й розчиненої речовини). Під час розчинення газів тепло переважно виділяється.

Тепер розглянемо ще один дослід і спостерігатимемо за процесом розчинення амоній нітрату у воді.

Дослід 2. Розчинення амоній нітрату у воді.

Як і в попередньому досліді, на дно хімічної склянки наллємо воду такого самого об'єму й зануримо спиртовий термометр. Додамо білий порошок амоній нітрату й перемішаємо розчин (рис. 24).

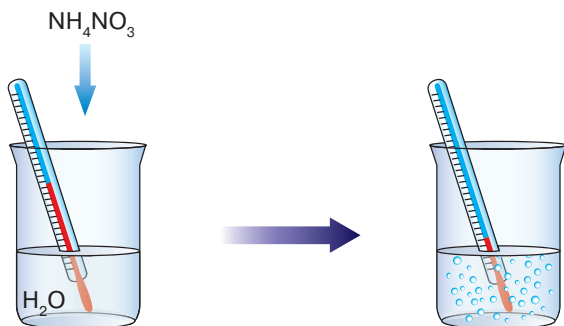


Рис. 24. Розчинення амоній нітрату

За позначкою термометра спостерігаємо, що температура розчину знизилася. Якщо видозмінити цей дослід і поставити склянку на змочений водою картон, то тепла поглинається стільки, що склянка замерзає. Отже, під час розчинення амоній нітрату тепло поглинається. Доведено, що розчин охолоджується приблизно до $-8\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Можна зробити висновок, що процес розчинення супроводжується тепловими явищами, які незаперечно підтверджують хімічну взаємодію між молекулами чи йонами розчинюваної речовини й молекулами розчинника.

Кристалогідрати. З таблиці розчинності (див. *другий форзац*) видно, що значна кількість кислот, солей та луги розчиняються у воді, утворюючи розчини. А чи можна виокремити розчинену речовину з розчину?



Пригадайте способи розділення сумішей та визначте, який із них можна застосувати для виділення речовини з розчину.

Вивчаючи способи розділення сумішей, ви ознайомилися з очищенням кухонної солі. Після розчинення та фільтрування розчину необхідно було випарити воду. Отже, розділити водний розчин можна за допомогою випарювання.

Однак під час випарювання багатьох водних розчинів твердих речовин утворюються кристали, що містять певну кількість молекул води. Такі речовини називають **кристалогідратами**. Воду, яка входить до складу кристалогідрату, називають *кристалізаційною*.

Розглянемо склад досить поширеного кристалогідрату — мідного купоросу, формула якого — $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Хімічна назва — купрум(II) сульфат пентагідрат, де «пента» означає «п'ять». Це число вказує на те, що одна формульна одиниця цього кристалогідрату містить п'ять молекул води (рис. 25, а). Під час нагрівання кристалізаційна вода випаровується й утворюється безводний купрум(II) сульфат, але вже не синього, а білого кольору (рис. 25, б).



Рис. 25. Купрум(II) сульфат пентагідрат (а) і безводна сіль купрум(II) сульфат (б)

У природі такий процес відбувається за підвищення температури та низької вологості повітря.

Процес утворення кристалогідратів та їхній перехід до безводних кристалів є оберненим, тому за високої вологості багато безводних солей сполучаються з молекулами води, які містяться в повітрі, перетворюючись знову на кристалогідрати. Часто цей процес спостерігають за зміною забарвлення речовин.

На *рисунку 26* показано кристали кристалогідрату кобальт(II) хлориду гексагідрату $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (*рис. 26, а*) і безводної солі кобальт(II) хлориду (*рис. 26, б*). Зневоднення кристалогідрату супроводжується зміною кольору речовини.

Чимало кристалогідратів мають практичне значення, їх застосовують у будівництві, медицині, сільському господарстві, хімічній промисловості. До них належать мідний і залізний $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ купороси, гіпс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, кристалічна сода $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, глауберова сіль $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, гірка сіль $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ та ін.

Розглянемо практичне використання кристалогідратів.

Мідний купорос — купрум(II) сульфат пентагідрат, речовина яскраво-синього кольору. У сільському господарстві широко застосовують бордоську рідину (1–3-відсотковий розчин мідного купоросу й зависі кальцій гідроксиду) для протруювання зерна та боротьби з шкідниками плодкових дерев і кущів, а 0,2-відсотковий її розчин — для оброблення насіння помідорів перед сівбою. У будівництві розчином мідного купоросу обробляють поверхні, ушкоджені цвільлю, профілактично покривають стіни та стелі перед тим, як їх білити, для запобігання появі грибкової плісняви. Крім того, ним протруюють деревину, застосовують його під час вичинки шкіри в шкіряно-взуттєвій промисловості. Також мідний купорос використовують у медицині, а в хімічних лабораторіях — для добування інших солей Купруму.

Залізний купорос — ферум(II) сульфат гептагідрат, утворює блакитно-зелені кристали. У сільському господарстві його, як і мід-



а



б

Рис. 26. Кобальт(II) хлорид гексагідрат (*а*) і безводна сіль кобальт(II) хлорид (*б*)

ний купорос, застосовують для боротьби з шкідниками та хворобами рослин, для протруювання деревини, виробництва фарб.

Гіпс — кальцій сульфат дигідрат, прозорий, безбарвний, м'який мінерал. Під час нагрівання частина кристалізаційної води випаровується й утворюється **алебастр** — кальцій сульфат моногідрат, мінерал складу $2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ або $\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$. Гіпс застосовують у будівництві як в'язучий матеріал, у процесі виробництва цементу, добрив. У медицині — для фіксації кісток під час переломів (гіпсові пов'язки). Скульптори використовують гіпс для створення гіпсових оригіналів скульптурних композицій, макетів тощо.

Кристалічна сода — натрій карбонат декагідрат, біла кристалічна речовина. Застосовують для чищення та миття ванн, умивальників та інших забруднених поверхонь, виробництва мийних засобів.

Глауберова сіль (названа на честь німецького хіміка та лікаря Й. Глаубера, який уперше її добув) — натрій сульфат декагідрат, прозорі безбарвні кристали, гіркі на смак. Природний мінерал цієї солі називають **мірабілітом**. Застосовують у медицині як проносний засіб.

Гірка сіль — магній сульфат гептагідрат, мінерал, добре розчинний у воді, гірко-солоний на смак. Набув широкого застосування у фармації та медицині, хімічній, текстильній і паперовій промисловості, а також у виробництві цукру.

Ви ознайомилися з найпоширенішими кристалогідратами. Ними їх перелік не обмежується. Розчини кристалогідратів набули широкого використання в народному господарстві. У цьому полягає їх цінність і практичне застосування.

Розв'язування задач на приготування розчинів із кристалогідратів. Перш ніж перейти до розв'язування задач на знаходження масової частки й маси розчиненої речовини в розчині, виготовленому з кристалогідрату, розв'яжемо простіші задачі.

Пригадаємо, як обчислювати масову частку речовини на прикладі кристалогідрату купрум(II) сульфату пентагідрату (мідного купоросу).

Задача 1. Обчисліть масову частку кристалізаційної води в мідному купоросі масою 50 г.

<p>Відомо:</p> $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} = 50 \text{ г}$ <hr style="border: 0; border-top: 1px solid black; margin: 5px 0;"/> $W(\text{H}_2\text{O}) - ?$	<p style="text-align: right; margin-right: 20px;"><i>Розв'язання</i></p> <p>1. Знаходимо молярну масу й масу 1 моль $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$:</p>
--	---

$$M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 64 + 32 + 4 \cdot 16 + 5(1 \cdot 2 + 16) = 250 \text{ г/моль.}$$

Отже, маса 1 моль дорівнює 250 г.

2. Обчислюємо масу кристалізаційної води в 1 моль мідного купоросу:

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 1 \cdot 2 + 16 = 18 \text{ г/моль.}$$

Маса води кількістю речовини 5 моль становить:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 5 \text{ моль} \cdot 18 \text{ г/моль} = 90 \text{ г.}$$

3. Обчислюємо масову частку води в $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$:

$$W(\text{H}_2\text{O}) = \frac{90 \text{ г}}{250 \text{ г}} \cdot 100 \% = 36 \%.$$

Відповідь: $W(\text{H}_2\text{O}) = 36 \%$.

• Обчислення масової частки речовини в розчині, виготовленому з кристалогідрату.

Задача 2. У воді масою 120 г розчинили залізний купорос $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ масою 10,5 г. Обчисліть масову частку ферум(II) сульфату в утвореному розчині.

Відомо:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 120 \text{ г}$$

$$m(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 10,5 \text{ г}$$

$$W(\text{FeSO}_4) = ?$$

Розв'язання

1 спосіб

1. Обчислюємо молярну масу й масу 1 моль кристалогідрату:

$$M(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = M(\text{FeSO}_4) + M(\text{H}_2\text{O}) \cdot 7;$$

$$M(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 152 + 7 \cdot 18 = 278 \text{ г/моль};$$

$$m(1 \text{ моль}) = 278 \text{ г.}$$

2. Обчислюємо масову частку FeSO_4 в кристалогідраті:

$$W(\text{FeSO}_4) = \frac{152 \text{ г}}{278 \text{ г}} \cdot 100 \% = 54,7 \%.$$

3. Знаходимо масу розчину:

$$m(\text{р-ну}) = m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O});$$

$$m(\text{р-ну}) = 120 \text{ г} + 10,5 \text{ г} = 130,5 \text{ г.}$$

4. Обчислюємо масову частку ферум(II) сульфату в добутому розчині:

$$W(\text{FeSO}_4 \text{ в р-ні}) = \frac{m(\text{кристалогідр.}) \cdot W(\text{FeSO}_4 \text{ в кристалогідр.})}{m(\text{р-ну})};$$

$$W(\text{FeSO}_4 \text{ в р-ні}) = \frac{10,5 \text{ г} \cdot 54,7 \%}{130,5 \text{ г}} = 4,4 \%$$

Відповідь: масова частка FeSO_4 в розчині становить 4,4 %.

II спосіб

1. Обчислюємо молярну масу й масу 1 моль кристалогідрату:

$$M(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = M(\text{FeSO}_4) + M(\text{H}_2\text{O}) \cdot 7;$$

$$M(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 152 + 7 \cdot 18 = 278 \text{ г/моль};$$

$$m(1 \text{ моль}) = 278 \text{ г}.$$

2. Обчислюємо масу FeSO_4 в 10,5 г кристалогідрату.

$$\text{У } 278 \text{ г } \text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O} \text{ — } 152 \text{ г } \text{FeSO}_4;$$

$$\text{у } 10,5 \text{ г} \quad \quad \quad \text{— } x \text{ г}.$$

$$x = \frac{152 \text{ г} \cdot 10,5 \text{ г}}{278 \text{ г}} = 5,74 \text{ г}.$$

3. Знаходимо масу розчину:

$$m(\text{р-ну}) = 120 \text{ г} + 10,5 \text{ г} = 130,5 \text{ г}.$$

4. Обчислюємо масову частку ферум(II) сульфату в добутому розчині:

$$W(\text{FeSO}_4 \text{ в р-ні}) = \frac{m(\text{р-ну}) \cdot W}{m(\text{р-ну})};$$

$$W(\text{FeSO}_4 \text{ в р-ні}) = \frac{5,74 \text{ г} \cdot 100 \%}{130,5 \text{ г}} = 4,4 \%$$

• **Приготування розчинів із кристалогідратів.** Для приготування розчинів із кристалогідратів важливо вміти обчислювати масу води й кристалогідрату, ураховуючи воду, яка міститься в його складі.

Задача 3. Обчисліть масу кристалічної соди $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, яку треба взяти для приготування розчину масою 120 г з масовою часткою натрій карбонату 20 %.

Відомо:

$$m(\text{р-ну } \text{Na}_2\text{CO}_3) = 120 \text{ г}$$

$$W(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 20 \%$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) - ?$$

Розв'язання

1. Обчислюємо масу натрій карбонату в розчині масою 120 г:

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 120 \text{ г} \cdot 0,2 = 24 \text{ г.}$$

Отже, у розчині кристалогідрату масою 120 г з масовою часткою Na_2CO_3 20 % має міститися 24 г солі.

2. Обчислюємо молярну масу й масу 1 моль кристалогідрату кристалічної соди:

$$M(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = M(\text{Na}_2\text{CO}_3) + M(\text{H}_2\text{O}) \cdot 10;$$

$$M(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 106 + 10 \cdot 18 = 286 \text{ г/моль};$$

$$m(1 \text{ моль}) = 286 \text{ г.}$$

3. Обчислюємо масу кристалогідрату, необхідну для приготування заданого розчину.

$$\text{У } 286 \text{ г } \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O} - 106 \text{ г } \text{Na}_2\text{CO}_3;$$

$$\text{у } x \text{ г} \quad \quad \quad - 24 \text{ г.}$$

$$x = \frac{286 \text{ г} \cdot 24 \text{ г}}{106 \text{ г}} = 64,75 \text{ г.}$$

Відповідь: для приготування розчину масою 120 г, що містить масову частку натрій карбонату 20 %, треба взяти 64,75 г кристалічної соди.

Задача 4. Обчисліть масу кальцій хлориду гексагідрату $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ та води, які потрібні для приготування розчину масою 160 г з масовою часткою кальцій хлориду 0,15.

Відомо:

$$m(\text{р-ну } \text{CaCl}_2) = 160 \text{ г}$$

$$W(\text{CaCl}_2) = 0,15$$

$$m(\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) - ?$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) - ?$$

Розв'язання

1. Обчислюємо масу кальцій хлориду в розчині масою 160 г:

$$m(\text{CaCl}_2) = 160 \text{ г} \cdot 0,15 = 24 \text{ г.}$$

Отже, у розчині масою 160 г з масовою часткою CaCl_2 0,15 має міститися кальцій хлорид масою 24 г.

2. Обчислюємо молярну масу й масу 1 моль кристалогідрату:

$$M(\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = M(\text{CaCl}_2) + M(\text{H}_2\text{O}) \cdot 6;$$

$$M(\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = 111 + 6 \cdot 18 = 219 \text{ г/моль};$$

$$m(1 \text{ моль}) = 219 \text{ г}.$$

3. Обчислюємо масу кристалогідрату, необхідну для приготування заданого розчину.

$$\text{У } 219 \text{ г } \text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O} \text{ — } 111 \text{ г } \text{CaCl}_2;$$

$$\text{у } x \text{ г} \text{ — } 24 \text{ г}.$$

$$x = \frac{219 \text{ г} \cdot 24 \text{ г}}{111 \text{ г}} = 47,35 \text{ г } \text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}.$$

4. Обчислюємо масу води:

$$160 \text{ г} - 47,35 \text{ г} = 112,65 \text{ г } \text{H}_2\text{O}.$$

Відповідь: для приготування розчину масою 160 г з масовою часткою кальцій хлориду 0,15 треба взяти кристалогідрат масою 47,35 г і воду масою 112,65 г.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Процес розчинення** — фізико-хімічний процес, який супроводжують теплові явища, що відбуваються внаслідок гідратації молекул або йонів у розчині.
- Тепло виділяється й розчин нагрівається, якщо на руйнування зв'язків витрачається менше енергії, ніж її виділяється при взаємодії між частинками речовини та розчинника.
- Тепло поглинається й розчин охолоджується, якщо на руйнування зв'язків витрачається більше енергії, ніж її виділяється при гідратації.
- Речовини, до складу яких входить певна кількість молекул води, називають **кристалогідратами**. Воду, що входить до складу кристалогідрату, називають **кристалізаційною**.
- До найпоширеніших кристалогідратів належать: мідний $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ і залізний $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ купороси, гіпс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, кристалічна сода $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, глауберова сіль $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, гірка сіль $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ та ін.

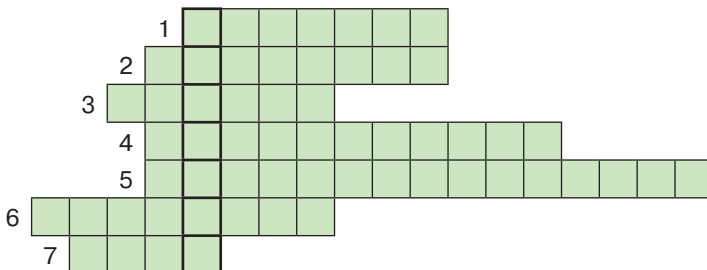


- За хімічними рівняннями здійснюють розв'язування задач з використанням розчинів із певною масовою часткою розчиненої речовини.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Поясніть процеси, що відбуваються під час розчинення безводного кальцій хлориду й амоній нітрату.
2. Охарактеризуйте склад кристалогідратів і наведіть приклади.
3. Поясніть застосування найпоширеніших кристалогідратів.
4. Обчисліть масову частку натрій сульфату в глауберовій солі $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.
5. Обчисліть масу мідного купоросу, яку треба взяти для приготування розчину масою 180 г з масовою часткою купрум(II) сульфату 0,1.
6. Обчисліть масу ферум(III) нітрату наногідрату та води, що потрібні для приготування розчину масою 300 г з масовою часткою ферум(III) нітрату 9 %.
7. У воді масою 150 г розчинили кальцій хлорид гексагідрат $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ масою 65,7 г. Обчисліть масову частку кальцій хлориду в утвореному розчині.
8. Перемалюйте кросворд у зошит. Розгадайте його. Заповніть горизонтальні рядки. У вертикальному виділеному стовпці отримаєте загальну назву кристалогідратів, утворених сульфатами.
 1. Речовини, що надають кислого смаку овочам і фруктам.
 2. Солі сульфатної кислоти.
 3. Хімічний елемент із протонним числом +29.
 4. Властивість речовин розчинятися у воді або будь-якому розчиннику.
 5. Речовини, до складу яких входить певна кількість молекул води.
 6. Назва дощів, у яких розчинені розчинні оксиди Сульфур та Нітрогену.
 7. Кристалогідрат, який використовують у медицині.





§ 9. ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ. ЕЛЕКТРОЛІТИ Й НЕЕЛЕКТРОЛІТИ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- розрізняти речовини, що належать до електролітів і неелектролітів;
- формулювати визначення поняття «електролітична дисоціація», «електроліти», «неелектроліти»;
- наводити приклади електролітів і неелектролітів;
- пояснювати суть процесу електролітичної дисоціації, вплив різних чинників на розчинність речовин;
- висловлювати судження про здатність розчинів проводити або не проводити електричний струм залежно від хімічної природи розчиненої речовини.

Електроліти й неелектроліти. Вивчаючи розчини та розчинення речовин, ви, мабуть, звернули увагу, що речовини розчиняються неоднаково. Це залежить від хімічної будови речовини та характеру розчинника. Якщо розчиняються речовини молекулярної будови, то в розчині наявні молекули цих речовин. Під час розчинення йонних сполук — позитивно й негативно заряджені йони.

Англійські вчені Г. Деві та М. Фарадей, досліджуючи властивості розчинів, випробували їхню здатність проводити електричний струм. Вони встановили, що існують речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм, і такі, розчини яких його не проводять. Для підтвердження цих досліджень проведемо демонстраційні досліди в лабораторних умовах.

Для демонстрації використаємо прилад, зображений на *рисунку 27*. Прилад складається з двох вугільних електродів, з'єднаних проводами з електричною лампочкою й штепсельною вилкою, та хімічної склянки, у яку поміщають сухі речовини або їхні розчини.

Досліджуючи електропровідність речовин, використаємо такі речовини: кристалічні натрій хлорид і цукор; дистильовану воду; розчини натрій хлориду, цукру та натрій гідроксиду; хлоридну кислоту.

Дослід 1. Наллємо в склянку дистильовану воду, зануримо в неї вугільні електроди та замкнемо коло, увімкнувши



Рис. 27. Прилад для дослідження електропровідності речовин та їхніх розчинів

вилку в електромережу. Лампочка не світиться. Це є підтвердженням того, що дистильована вода не проводить електричний струм.

Дослід 2. Насиплемо на дно двох хімічних склянок сухі речовини: у першу — натрій хлорид, у другу — цукор. Знову зануримо по чергово електроди в ці сполуки та випробуємо їх на електропровідність. Лампочка жодного разу не світиться.

Отже, ні дистильована вода, ні сухі натрій хлорид і цукор не проводять електричний струм.

Дослід 3. Використаємо склянку з натрій хлоридом і доллемо в нього дистильовану воду. Отримаємо розчин солі. Зануримо в розчин електроди й увімкнемо вилку в електромережу. Лампочка яскраво світиться. Це означає, що розчин натрій хлориду проводить електричний струм.

Аналогічно проводять струм і розчини інших солей. Очевидно, що під час розчинення йонних сполук, якими є солі, у розчині містяться йони, тобто заряджені частинки.



Пригадайте з курсу фізики, що є провідниками електричного струму в металах.

У розчинах зарядженими частинками є йони, вони ж і є провідниками електричного струму.

Вам уже відомо, що до йонних сполук також належать основи, зокрема добре розчинні у воді тверді сполуки — луги. Для підтвердження цього дослідимо розчин натрій гідроксиду на електропровідність.

Дослід 4. Наллємо в хімічну склянку розчин натрій гідроксиду й повторимо дослідження, як у попередньому досліді. Лампочка яскраво світиться.

Дослід 5. У склянку із сухим цукром доллемо дистильовану воду, зануримо електроди в розчин та увімкнемо вилку в електромережу. Лампочка не світиться. Це доказ того, що в розчині відсутні заряджені частинки.

Отже, дослідники електропровідності розчинів (Г. Деві та М. Фарадей) класифікували речовини на дві групи: електроліти та неелектроліти (*рис. 28*).



Сформулюйте самостійно визначення неелектролітів.

До неелектролітів належать цукор, гліцерол, спирт, глюкоза, ацетон. Це сполуки, у яких ковалентні зв'язки слабо поляризовані.

А чи є електролітами кислоти? Адже у вузлах їхніх кристалічних ґраток розташовані полярні молекули.

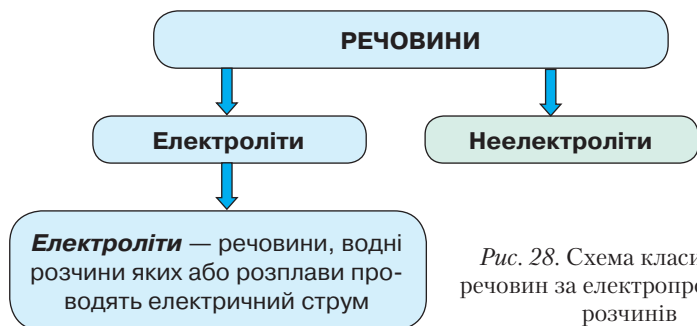


Рис. 28. Схема класифікації речовин за електропровідністю розчинів

Дослід 6. Зануримо вугільні електроди в хлоридну кислоту. Після ввімкнення електричного струму лампочка яскраво світиться. Отже, кислоти, там само, як солі й основи, є електролітами.

Постає запитання, що є причиною електропровідності розчинів.

Електролітична дисоціація. Вам уже відомо, що під час розчинення йонних сполук кристали під дією полярних молекул води руйнуються, а йони, що утворюють сполуку, переходять у розчин. Механізм розчинення під дією молекул води й гідратацію йонів ви вивчали в § 6. Унаслідок гідратації позитивно й негативно заряджені йони поширюються між молекулами води до повного руйнування кристалічної ґратки (рис. 29).



Розпад електроліту на йони під час розчинення у воді (або розплавлення) називають **електролітичною дисоціацією**.

Розглянувши *рисунок 29*, можна зробити висновок, що дипольні молекули води з негативно зарядженими полюсами притягуються до позитивно зарядженого йона Натрію Na^+ , а з позитивно зарядженими — до негативно зарядженого йона Хлору Cl^- . Відбувається *гідратація*, і йони Натрію та Хлору стають гідратованими.

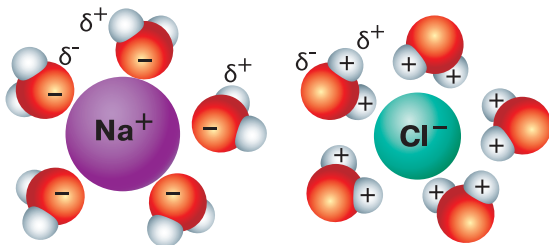
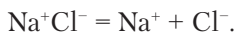


Рис. 29. Схема дисоціації й утворення гідратованих йонів Натрію та Хлору

Дисоціацію йонних сполук записують за допомогою рівнянь, у яких гідратацію йонів пропускають. Наприклад, електролітичну дисоціацію натрій хлориду скорочено зображають так:




Повернемося до *дослідю 6* і з'ясуємо, чому кислоти, будучи ковалентними сполуками, проводять електричний струм, тобто є електролітами. Щоб довести це, розглянемо механізм дисоціації кислот.

Відомо, що кислоти — ковалентні полярні сполуки. Розглянемо процес дисоціації хлоридної кислоти, яка є розчином гідроген хлориду у воді. Чистий (сухий) гідроген хлорид не проводить електричний струм, тобто він не містить заряджені частинки, хоча його молекули є диполями. Однак під час розчинення відбувається взаємодія між дипольними молекулами гідроген хлориду та води. Її суть полягає в тому, що до позитивно зарядженого полюса молекули гідроген хлориду вода притягується своїми негативними полюсами, а до негативно зарядженого — позитивними. Це зумовлює поляризацію молекули, і спільна електронна пара ковалентного зв'язку повністю зміщується до атома Хлору. Такий процес називають **йонізацією**. Атом Гідрогену, утративши електрон, за рахунок якого утворилася спільна електронна пара, перетворюється на йон Гідрогену H^+ . Відповідно атом Хлору, отримавши електрон, стає негативно зарядженим йоном Хлору Cl^- . У розчині наявні позитивно й негативно заряджені йони, що є носіями електричного струму.

Рівняння реакції дисоціації хлоридної кислоти:



Послідовність процесу йонізації гідроген хлориду зображено на *рисунку 30*.

 Поясніть самостійно, що означають у схемі (*рис. 30*) послідовно зображені процеси, які позначені цифрами 1–6 і літерами *a*, *б*, *в*, *г*.

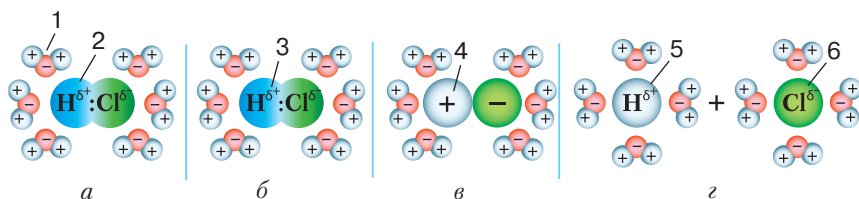


Рис. 30. Схема йонізації гідроген хлориду з утворенням гідратованих йонів Гідрогену та Хлору (у молекулах води знак «+» означає δ^+ , а знак «-» означає δ^-)

Ураховуючи зазначене, можна зробити висновок, що електролітами є речовини з йонним і ковалентним полярним хімічними зв'язками.

Засновником теорії електролітичної дисоціації є шведський учений С. А. Арреніус.

Сванте Август Арреніус (1859–1927) — видатний шведський фізик і хімік, автор теорії електролітичної дисоціації (1887). У 1903 р. здобув Нобелівську премію з хімії «як факт визнання особливого значення його теорії електролітичної дисоціації для розвитку хімії». Сформулював основні положення хімічної кінетики, висунув теорію виникнення життя на Землі (теорія панспермії).

Академік Стокгольмської академії наук, почесний член інших академій наук.

Ученому належать дослідження та праці з біології, астрономії, астрофізики. З 1905 р. працював директором Нобелівського інституту в Стокгольмі.



Теорію електролітичної дисоціації, зокрема хімічний характер взаємодії між розчинником і розчиненою речовиною, розвинули російський фізико-хімік І. Каблуков та український хімік, академік В. Кістяківський. Ці вчені довели, що дисоціація — це не тільки фізичний, а й хімічний процес. Зокрема, І. Каблуков увів у хімічну науку поняття «гідратація» (якщо розчинник не вода, то цей процес називають «сольватація»), а В. Кістяківський довів наявність у водних розчинах гідратованих йонів.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- Залежно від хімічної природи речовини поділяють на **електроліти** та **неелектроліти**.
- **Електроліти** — речовини, водні розчини яких або розплави проводять електричний струм.
- **Неелектроліти** — речовини, водні розчини яких або розплави не проводять електричний струм.
- **Електролітична дисоціація** — розпад електроліту на йони під час розчинення у воді (або розплавлення).
- **Йонізація** — утворення електрично заряджених частинок (вільних електронів і йонів) з електрично нейтральних частинок середовища.
- Засновником теорії електролітичної дисоціації був шведський фізико-хімік **С. Арреніус**; подальший розвиток вона дістала в працях І. Каблукова та В. Кістяківського.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Поясніть, на які групи поділяють речовини за ознакою електропровідності їхніх розчинів.
2. Сформулюйте визначення понять «електроліти», «неелектроліти», «електролітична дисоціація».
3. Визначте, користуючись таблицею розчинності кислот, основ, амфотерних гідроксидів і солей у воді (*див. другий форзац*), які з речовин, поданих формулами, піддаються електролітичній дисоціації у водних розчинах: а) KOH ; б) H_2SO_4 ; в) Ag_3PO_4 ; г) AlCl_3 ; р) $\text{Cu}(\text{OH})_2$; д) ZnBr_2 ; е) HgS ; є) FeSO_4 ; ж) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$.
4. Укажіть вид хімічного зв'язку, що є характерним для неелектролітів.
А ковалентний полярний **Б** ковалентний неполярний
В йонний **Г** водневий
5. Укажіть види хімічних зв'язків, характерні для електролітів.
А ковалентний полярний **Б** ковалентний неполярний
В йонний **Г** металічний



ЦІКАВО ЗНАТИ

- Теорія електролітичної дисоціації була застосована в лікарській практиці ще в 1902 р. Розпад електролітів на йони та їх переміщення під дією постійного електричного струму використовують як фізіотерапевтичний метод лікування — *електрофорез*. Це введення лікарських препаратів крізь непошкоджену шкіру або слизові оболонки, коли одночасно поєднується дія гальванічного струму та лікарського препарату. Таке лікування сприяє швидшому одужанню, ніж за звичайного приймання ліків.



§ 10. ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ КИСЛОТ, ОСНОВ, СОЛЕЙ У ВОДНИХ РОЗЧИНАХ



Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- *формулювати визначення* понять «кислоти», «основи», «солі» з погляду електролітичної дисоціації;
- *розуміти* поняття «ступінчаста дисоціація»;
- *розрізняти* катіони й аніони, утворені кислотами, основами, солями;
- *складати* рівняння електролітичної дисоціації кислот, лугів і солей;
- *формулювати висновки* про дисоціацію кислот, основ і солей у воді;

- *формувати здатність* до безпечного поводження з речовинами;
- *виявляти* катіони Гідрогену та гідроксид-аніони в розчинах.

Розглянемо, чи проявляють спільні ознаки водні розчини електролітів, що утворюють класи неорганічних речовин — кислоти, основи та солі.

Електролітична дисоціація кислот. Вам уже відомо, як відбувається дисоціація хлоридної кислоти, а також механізм розчинення гідроген хлориду у воді (рис. 31).

У розчині наявні два види йонів: позитивно заряджені катіони Гідрогену H^+ і негативно заряджені аніони Хлору Cl^- .

З'ясуємо, чи дисоціюють так само кислоти, які, на відміну від хлоридної кислоти, мають у своєму складі кілька атомів Гідрогену та складні кислотні залишки.

Дисоціація нітратної кислоти відбувається з утворенням катіону Гідрогену та нітрат-аніону, що відображає рівняння дисоціації: $\text{HNO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$.

Звернемося до складу молекули сульфатної кислоти. На відміну від хлоридної та нітратної кислот, у її молекулі наявні два атоми Гідрогену. Дослідниками електролітичної дисоціації доведено, що вона відбувається ступінчасто. Це означає, що у водному розчині спочатку відщеплюється від молекули один йон Гідрогену, утворюючи складний аніон HSO_4^- , який, у свою чергу, дисоціює на другий йон Гідрогену та сульфат-аніон SO_4^{2-} (рис. 32).

За допомогою рівнянь це записують так:



Дисоціація ступінчаста. За першим ступенем вона відбувається повніше, ніж за другим.



Напишіть самостійно рівняння ступінчастої дисоціації ортофосфатної кислоти на I і II ступені.

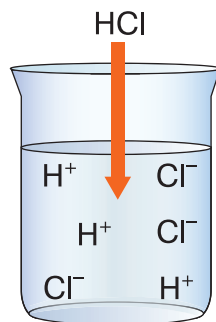


Рис. 31. Дисоціація гідроген хлориду у водному розчині

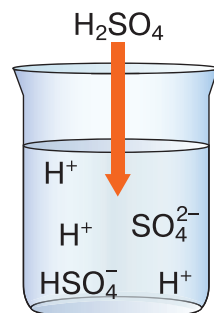


Рис. 32. Дисоціація сульфатної кислоти у водному розчині

Спільними для всіх кислот під час дисоціації є наявність катіонів Гідрогену H^+ . Отже, у визначенні кислот упускають наявність проміжних аніонів кислотних залишків, оскільки вони різні за складом.



Кислоти — це електроліти, які у водних розчинах дисоціюють на гідратовані катіони Гідрогену.

Однак процес дисоціації кислот є оборотним. Різноманітні заряджені йони, які з'являються в розчині, знову сполучаються в молекули внаслідок електростатичного притягання. Тому в рівнянні дисоціації кислот ставлять знак оборотності. Наприклад:

$$HCl \rightleftharpoons H^+ + Cl^-$$

Записуючи рівняння електролітичної дисоціації, необхідно пам'ятати правило: **сума зарядів катіонів та аніонів дорівнює нулю**.

ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ ОСНОВ



Пригадайте визначення основ і вкажіть, які катіони й аніони входять до їхнього складу.

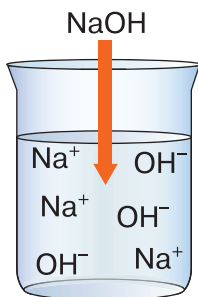
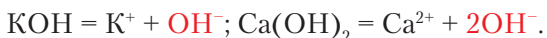


Рис. 33. Дисоціація натрій гідроксиду у водному розчині

Серед основ водні розчини утворюють луги. Нерозчинні основи дисоціюють тільки під час розплавлення. Оскільки до складу лугів входять катіони металічних елементів і гідроксид-аніони, то саме такі йони утворюються під час дисоціації (рис. 33).

Наприклад, запишемо рівняння дисоціації калій і кальцій гідроксидів:



Як видно з рівнянь, під час дисоціації лугів спільними є гідратовані гідроксид-аніони за наявності різних катіонів.



Основи — це електроліти, які у водних розчинах дисоціюють на гідратовані гідроксид-аніони.

Для лугів характерна повна дисоціація, оскільки вони належать до йонних сполук.

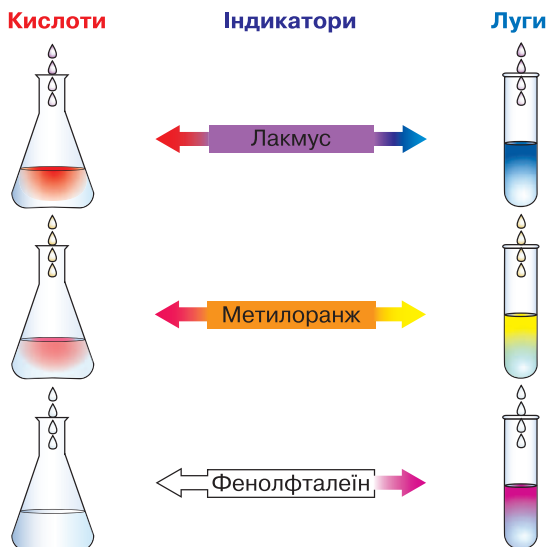


Рис. 34. Зміна забарвлення індикаторів у кислотному й лужному середовищах

Наявність катіонів Гідрогену та гідроксид-іонів у розчинах визначають за зміною забарвлення індикаторів.



Прокоментуйте самостійно *рисунок 34*.

Це допоможе успішно виконати лабораторний дослід 1.



Лабораторний дослід 1

Виявлення йонів Гідрогену та гідроксид-іонів у розчинах

! Повторіть правила безпеки під час роботи з кислотами й лугами та суворо дотримуйтеся їх. Пригадайте, як кислоти діють на індикатори.

Завдання 1. Виявіть катіони Гідрогену в хлоридній і розчині сульфатної кислот, користуючись індикаторами: лакмусом, метиловим оранжевим, фенолфталеїном, універсальним індикатором. Зробіть відповідні висновки.

Завдання 2. Виявіть гідроксид-аніони в розчинах натрій і кальцій гідроксидів, користуючись індикаторами: лакмусом, метиловим оранжевим, фенолфталеїном, універсальним індикатором.

Результати досліджень запишіть у робочий зошит у формі таблиці (с. 62). Зробіть відповідні висновки.

Кислота	Зміна забарвлення індикаторів			
	лакмус	метилловий оранжевий	фенолфта- леїн	універсальний індикатор
Хлоридна				
Сульфатна				
Луг	Зміна забарвлення індикаторів			
Натрій гідроксид				
Кальцій гідроксид				

ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ СОЛЕЙ



Пригадайте визначення солей і вкажіть, які катіони й аніони входять до їхнього складу.

Солі — йонні сполуки, тому під час розчинення у воді повністю дисоціюють на йони. Ви спостерігали електропровідність розчину натрій хлориду, де носіями електричного струму є позитивно й негативно заряджені йони (рис. 35). Отже, визначення солей з урахуванням положень теорії електролітичної дисоціації сформулюємо так.



Солі — це електроліти, які у водних розчинах дисоціюють на гідратовані катіони металічних елементів та аніони кислотних залишків.

У водному розчині аргентум(I) нітрат утворює два види йонів: катіони Аргентуму(I) Ag^+ і нітрат-аніони NO_3^- (рис. 35). Дисоціацію натрій броміду, магній сульфату, алюміній хлориду відображають такі рівняння:

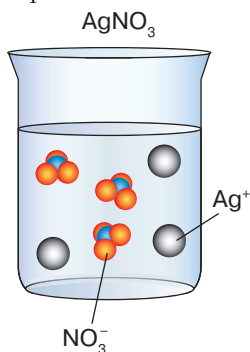
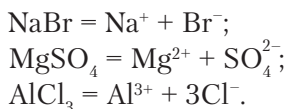


Рис. 35. Дисоціація аргентум(I) нітрату у водному розчині



Правило сума зарядів катіонів та аніонів дорівнює нулю діє й для основ, і для солей.

Отже, під час дисоціації йонних сполук — лугів і солей — у водних розчинах утворюються ті катіони й аніони, що входять до складу їхніх формульних одиниць. Кислоти як полярні молекулярні сполуки дисоціюють й одночасно можуть знову сполучатися (асоціювати) у молекули.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Електролітична дисоціація** у водних розчинах (розплавах) властива кислотам, лугам (основам), солям, унаслідок чого утворюються йони, що характеризують кожний із цих класів речовин.
- **Кислоти** — електроліти, які у водних розчинах (розплавах) дисоціюють на гідратовані катіони Гідрогену.
- Під час дисоціації кислот відбувається одночасно оборотний процес — **асоціація**, тобто сполучення різнойменно заряджених йонів у молекули за рахунок електростатичних сил притягання.
- **Основи** — електроліти, які у водних розчинах (розплавах) дисоціюють на гідратовані гідроксид-аніони.
- **Соли** — електроліти, які у водних розчинах (розплавах) дисоціюють на гідратовані катіони металічних елементів та аніони кислотних залишків.
- Правило **сума зарядів катіонів та аніонів дорівнює нулю** діє для всіх електролітів під час написання рівнянь дисоціації.
- **Катіони Гідрогену та гідроксид-аніони** виявляють за допомогою індикаторів.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Назвіть йони, що утворюються під час розчинення у воді речовин, поданих формулами: а) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, H_3PO_4 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$; б) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, LiOH , H_2SO_4 ; в) H_2SO_3 , KOH , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.
2. Прочитайте рівняння дисоціації та поясніть їх: а) $\text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HS}^-$; $\text{HS}^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{S}^{2-}$; б) $\text{NaOH} = \text{Na}^+ + \text{OH}^-$; в) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 = \text{Zn}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$.
3. Складіть формули сполук за назвами йонів і назвіть їх: а) катіон Кальцію та нітрат-аніон, катіон Плюмбуму(II) і хлорид-аніон, катіон Гідрогену й ортофосфат-аніон; б) катіон Алюмінію та сульфат-аніон, катіон Гідрогену та йодид-аніон, катіон Барію та гідроксид-аніон.
4. Напишіть рівняння дисоціації речовин, поданих формулами, і назвіть утворені йони: а) Na_2S , LiOH , HBr ; б) HI , $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, KOH .
5. Складіть формули електролітів і рівняння дисоціації, якщо до їхнього складу входять указані катіони й аніони: а) катіон Натрію та силікат-аніон, катіон Гідрогену й ортофосфат-аніон; б) катіон Меркурій(II) і нітрат-аніон, катіон Барію та гідроксид-аніон.
6. Напишіть рівняння дисоціації речовин у водних розчинах і вкажіть загальну кількість катіонів й аніонів: а) бромідної та сульфітної кислот; б) літій і барій гідроксидів; в) ферум(III) сульфату й купрум(II) хлориду.



§ 11. СТУПІНЬ ЕЛЕКТРОЛІТИЧНОЇ ДИСОЦІАЦІЇ. СИЛЬНІ Й СЛАБКІ ЕЛЕКТРОЛІТИ. ПОНЯТТЯ ПРО pH РОЗЧИНУ



Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- *формулювати визначення* понять «ступінь електролітичної дисоціації», «сильні електроліти», «слабкі електроліти», «pH розчину»;
- *розрізняти* сильні й слабкі електроліти; pH лужного, кислотного та нейтрального середовищ;
- *характеризувати* електроліти за ступенем дисоціації;
- *наводити приклади* сильних і слабких електролітів;
- *оцінювати* важливість pH розчинів для визначення якості харчової, косметичної продукції тощо.

Ступінь електролітичної дисоціації. Вивчаючи дисоціацію кислот, ви ознайомилися зі ступінчастою дисоціацією та її процесом, що полягає в сполученні різнойменно заряджених йонів з утворенням молекул. Зауважимо, що на другій або третій стадії дисоціації кислот розпад на йони сповільнюється. Це є доказом того, що процес дисоціації оборотний, а полярні молекулярні сполуки дисоціюють частково. Тому для кількісної характеристики процесу дисоціації використовують поняття «ступінь електролітичної дисоціації».



Ступінь електролітичної дисоціації — це відношення кількості молекул (формульних одиниць), що розпалися на йони, до загальної кількості молекул (формульних одиниць) розчиненої речовини.

Ступінь електролітичної дисоціації позначають грецькою літерою α (*читається «альфа»*) і так само, як масову частку, виражають в частках від одиниці або у відсотках.

Ступінь електролітичної дисоціації обчислюють за формулами

$$\alpha = \frac{n \text{ (дисоц.)}}{n \text{ (загальн.)}} \quad \text{або} \quad \alpha = \frac{n \text{ (дисоц.)}}{n \text{ (загальн.)}} \cdot 100 \%$$

де n (дисоц.) — кількість молекул (формульних одиниць) електроліту, що розпалися на йони; n (загальн.) — загальна кількість молекул (формульних одиниць) електроліту.

Для прикладу розв'яжемо відповідну задачу.

Задача. Обчисліть ступінь дисоціації нітратної кислоти HNO_3 , якщо з кожних 50 молекул 10 розпалися на йони.

Відомо:

$$n(\text{дисоц.}) = 10$$

$$n(\text{загальн.}) = 50$$

$$\alpha = ?$$

Розв'язання

1. Обчислюємо ступінь дисоціації нітратної кислоти за формулою

$$\alpha = \frac{n(\text{дисоц.})}{n(\text{загальн.})} : \alpha = \frac{10}{50} = 0,2.$$

2. Обчислюємо ступінь дисоціації у відсотках:

$$\alpha = 0,2 \cdot 100 \% = 20 \%$$

Відповідь: ступінь дисоціації нітратної кислоти в розчині становить 0,2, або 20 %.

Ступінь електролітичної дисоціації залежить від таких чинників:

- 1) природи розчинника та розчиненої речовини;
- 2) температури;
- 3) концентрації розчину.

У полярних розчинниках дисоціація відбувається швидше, а отже, що полярніший розчинник, то ступінь електролітичної дисоціації більший. Природа (структура) електролітів теж відіграє важливу роль: йонні сполуки дисоціюють у полярному розчиннику (воді) повністю, а молекулярні — частково.

З підвищенням температури ступінь дисоціації зростає.

Ступінь дисоціації обернено пропорційний концентрації розчину. Якщо ж до розчину електроліту долити розчинник (воду), то концентрація електроліту зменшується й ступінь дисоціації зростає. Отже, що менша концентрація, то віддаленіші йони між собою, відповідно й можливість зв'язатися в молекули послаблюється.

СИЛЬНІ ТА СЛАБКІ ЕЛЕКТРОЛІТИ. За ступенем електролітичної дисоціації електроліти поділяють на сильні та слабкі. До *сильних електролітів* належать ті, ступінь дисоціації яких високий і наближається до 1, або 100 %.

Сильними електролітами є переважна більшість солей, луги, деякі безокисенові й оксигеновмісні кислоти.

Слабкі електроліти, як вам уже відомо, частково дисоціюють на йони, тому ступінь їхньої дисоціації низький і становить менше 3 % (рис. 36).

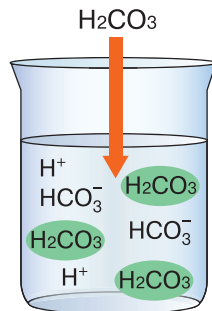


Рис. 36. Дисоціація карбонатної кислоти

Класифікацію електролітів за ступенем електролітичної дисоціації зображено на *рисунку 37*.

Дослідники електропровідності розчинів виявили також *електроліти середньої сили*. Їхній ступінь дисоціації коливається від 0,3 до 0,03. Це стосується кислот, серед яких розрізняють сильні, середньої сили та слабкі. Приклади сильних і слабких кислот подано в схемі на *рисунку 37*. До кислот середньої сили належать HF , H_2SO_3 , H_3PO_4 .

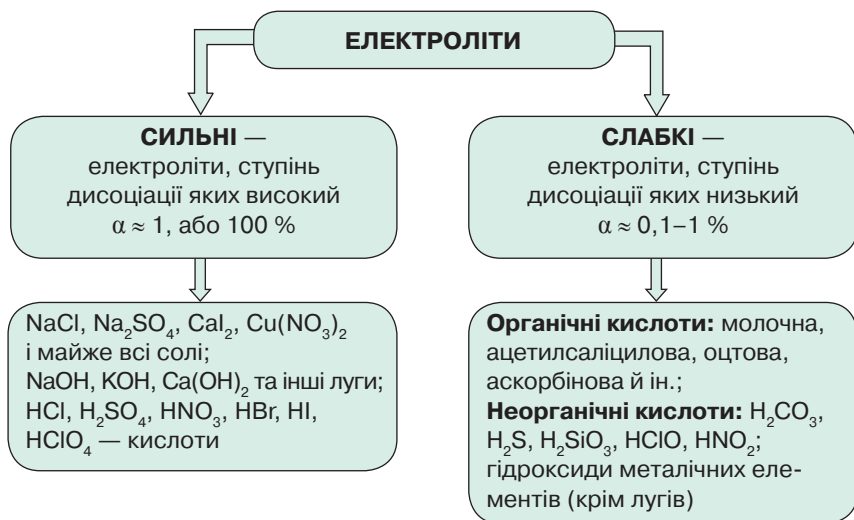


Рис. 37. Схема класифікації електролітів за ступенем електролітичної дисоціації

Поняття про рН розчину. Ступінь кислотності або лужності розчину визначають за допомогою показника рН (*читається «пе-аш»*).



Показник рН — величина, що характеризує концентрацію йонів Гідрогену в розчинах.

Класифікуючи електроліти на сильні та слабкі, дослідники електролітичної дисоціації з'ясували, що вода є слабким електролітом. Її молекули дисоціюють на йони H^+ і OH^- , які перебувають у рівновазі з недисоційованими молекулами. Рівняння дисоціації води:



Отже, кількості катіонів Гідрогену відповідає така сама кількість гідроксид-іонів.

Результати дослідження дисоціації води свідчать, що за кімнатної (20–25 °С) температури в 1 л води дисоціації піддаються 10^{-7} моль води. Отже, у воді об'ємом 1 л містяться катіони Гідрогену й гідроксид-іони по $1 \cdot 10^{-7}$ моль, або 0, 000 000 1 моль. Для чистої води $pH = 7$.

З попередніх уроків хімії вам відомо, що кислотне середовище розчинів зумовлено кислотами, оскільки під час дисоціації вони утворюють йони Гідрогену. Лужне середовище – лугами, які дисоціюють на гідроксид-іони. Якщо ж вміст катіонів Гідрогену та гідроксид-аніонів однаковий, то вони нейтралізують один одного й середовище є нейтральним. Тому показник pH нейтрального середовища становить 7. Якщо ж до води додати кислоту, то концентрація йонів Гідрогену в розчині збільшиться, а концентрація гідроксид-іонів зменшиться. У разі доливання лугу в розчині зменшується концентрація йонів Гідрогену, але збільшується концентрація гідроксид-аніонів. У першому випадку переважають катіони Гідрогену, тому реакція стає кислотною, у другому – лужною.

Використовуючи показник pH , реакцію розчинів можна подати так: $pH = 7$ – середовище нейтральне, $pH < 7$ – середовище кислотне, $pH > 7$ – середовище лужне (табл. 6).

Таблиця 6

Залежність зміни забарвлення індикаторів від pH розчину

Індикатор	pH																
	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	
Лакмус	Сильно-кислотне			Слабко-кислотне				Нейтральне середовище	Слабко-лужне			Сильнолужне					
Метилевий оранжевий	[Red]			[Purple]					[Orange]	[Yellow]	[Yellow]	[Yellow]	[Yellow]	[Yellow]	[Yellow]	[Yellow]	[Yellow]
Фенолфталеїн	Не змінює забарвлення						[Pink]		[Pink]	[Pink]	[Pink]	[Pink]	[Pink]	[Pink]	[Pink]	[Pink]	[Pink]
	← Посилюється кислотність середовища								→ Посилюється лужність середовища								

Проаналізувавши таблицю 6, можна зробити висновок: що менше значення pH , то більша концентрація йонів H^+ і вища кислотність. Із зростанням pH кислотність послаблюється, а нейтральність та основність середовища посилюються.

Значення pH відіграє важливу роль у природі, зокрема під час перебігу біохімічних процесів в організмі людини. Цей показник

використовують для оцінювання виробничих процесів у хімічній, текстильній, шкіряній, харчовій промисловості, у лабораторній практиці, сільському господарстві, для діагностування захворювань організму людини. Наприклад, значення рН крові в здорової людини дорівнює 7,4 (реакція слабколужна); шлункового соку — 1,4–1,7 (реакція сильнокислотна); сліз — 7,0 (нейтральна).

Для нормального росту та розвитку рослин важливою є реакція ґрунтового розчину. Рослини погано ростуть і дають низькі врожаї на сильнокислотних або сильнолужних ґрунтах. Для покращення рН ґрунтів застосовують їх вапнування (якщо кислотні) і гіпсування (якщо лужні).

У харчовій промисловості важливо враховувати рН середовища під час консервування продуктів для їх захисту від гнильних бактерій, грибків, збереження кольору, покращення смакових якостей. Наприклад, оцтову, лимонну й інші кислоти використовують для зниження рН продукту консервації, що захищає його від бактерій. У побутових умовах подібні технології застосовують під час виготовлення маринадів для овочів і фруктів, м'яса, риби, а в промисловості — у виробництві майонезу, різних соусів.

Для регулювання рН харчових продуктів використовують також бурштинову кислоту, яку додають до соків, вина, пива з метою підвищити стійкість дріжджів, покращити процес бродіння. Бурштинову кислоту застосовують для лікування захворювань серцево-судинної, дихальної, ендокринної систем, оскільки вона регулює процеси дихання, серцево та розумову діяльність.

Показник рН регулюють такі кислоти, як молочна, винна, ортофосфатна, що набули застосування на заводах з виробництва кисломолочних продуктів, кондитерських виробів, безалкогольних напоїв.

Усі згадані вище кислоти додають до продуктів як харчові добавки з відповідними Е-числами та нормою додавання, щоб вплив на організм людини був нешкідливим.

На упаковках з рідкими косметичними засобами дуже часто вказують рН, який становить 5,5. Це оптимальна концентрація катіонів Гідрогену для догляду за шкірою.

Отже, за ступенем електrolітичної дисоціації електrolіти поділяють на сильні та слабкі. Залежно від того, які йони переважають у розчинах, середовище може бути *кислотним* (концентрація йонів H^+ більша, ніж йонів OH^-) або *лужним* (концентрація йонів OH^- більша, ніж йонів H^+). Якщо ж концентрація йонів H^+ і OH^- однакова, то розчин *нейтральний*. Значення рН у лабораторіях визначають за допомогою спеціального приладу — рН-метра.



Лабораторний дослід 1 (продовження)

Установлення приблизного значення рН води, лужних і кислих розчинів (натрій гідроксиду, хлоридної кислоти, харчової та косметичної продукції) за допомогою універсального індикатора

! Повторіть правила безпеки під час роботи з кислотами й лугами та суворо дотримуйтеся їх. Пригадайте, як кислоти й луги діють на індикатори.

Завдання 1. Визначте рН дистильованої, водопровідної, фасованої та мінеральної газованої води за допомогою універсального індикатора.

Завдання 2. Визначте рН свіжого молока, кефіру, ряжанки, йогурту за допомогою універсального індикатора.

Завдання 3. Визначте рН кремів для обличчя й рук, шампуню для миття волосся, які доступні вам для дослідження, за допомогою універсального індикатора.

Результати всіх трьох досліджень зіставте з даними *таблиці 7 (с. 70)* і запишіть їх у таблицю досліджень у робочому зошиті. Сформулюйте відповідний висновок про користь цих продуктів для організму.

Таблиця досліджень

Продукція	Забарвлення універсального індикатора	Значення рН	Середовище розчину	Висновок
Дистильована вода				
Водопровідна вода				
Фасована вода				
Мінеральна газована вода				
Свіже молоко				
Кефір				
Ряжанка				
Йогурт				
Крем для обличчя				
Крем для рук				
Шампунь				

Зміна забарвлення універсального індикатора в кислотному та лужному середовищах

Універсальний індикаторний папір													
Середовище розчину	Сильнокислотне			Слабко-кислотне			Нейтральне	Слабколужне			Сильнолужне		
pH	0,0	1,0	2,0	3,0	4,0	5,0		6,0	7,0	8,0	9,0	10,0	11,0
Забарвлення													



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Ступінь електролітичної дисоціації** — відношення кількості молекул (формульних одиниць), що розпалися на йони, до загальної кількості молекул (формульних одиниць) розчиненої речовини.

Математичні вирази:

$$\alpha = \frac{n \text{ (дисоц.)}}{n \text{ (загальн.)}}$$

або

$$\alpha = \frac{n \text{ (дисоц.)}}{n \text{ (загальн.)}} \cdot 100 \%$$

За ступенем дисоціації електроліти поділяють на сильні та слабкі.

- **Сильні електроліти** — електроліти, ступінь дисоціації яких високий ($\alpha \approx 1$, або 100 %).
- **Слабкі електроліти** — електроліти, ступінь дисоціації яких низький ($\alpha < 3$ %).
- **Показник pH** — показник, що характеризує концентрацію йонів Гідрогену в розчинах. Використовуючи показник pH, реакцію розчинів можна подати так: pH = 7 — середовище нейтральне, pH < 7 — середовище кислотне, pH > 7 — середовище лужне.

Показник pH має велике практичне значення в природі, у виробничих процесах хімічної, текстильної, шкіряної та харчової промисловості, у сільському господарстві й лабораторній практиці.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Напишіть рівняння електролітичної дисоціації речовин, поданих формулами: а) Na_2SO_3 , NaOH , H_2S , HF ; б) HI , NaNO_3 , KOH , H_3PO_4 ; в) H_2SO_3 , H_2CO_3 , CrCl_3 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$; г) $\text{Ca}(\text{OH})_2$, H_2SO_4 , ZnBr_2 , HNO_3 .
2. Укажіть формули речовин, що належать до сильних електролітів: а) $\text{Al}(\text{OH})_3$, FeCl_2 , H_2SO_3 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$; б) CuS , MgSO_4 , NaOH , CaSO_3 .

3. Складіть формули всіх можливих речовин, які містять такі катіони й аніони: Zn^{2+} , SO_4^{2-} , H^+ , S^{2-} , CO_3^{2-} , Ba^{2+} , NO_3^- , OH^- . Класифікуйте їх на сильні та слабкі електроліти.
4. Із кожних 200 молекул оцтової кислоти продисоціювали 20. До яких електролітів — сильних або слабких — належить ця кислота й чому?
5. Із 30 молекул сульфідної кислоти не продисоціювали 26. До яких електролітів — сильних або слабких — належить ця кислота й чому?
6. Визначте за допомогою універсального індикатора стан здоров'я власного організму, дослідивши проби своєї слини впродовж дня, якщо рН слини (за нормою) має становити 6,4–6,8.
7. Безводний кальцій хлорид використовують для очищення від вологи багатьох органічних рідин. Обчисліть масу безводної солі та кристалізаційної води в кристалогідраті масою 153,3 г, якщо його формула — $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.



ЦІКАВО ЗНАТИ

- Найсильнішою серед оксигеновмісних кислот є перхлоратна HClO_4 , а найслабшою — ортоборатна H_3BO_3 . Перша добре дисоціює у воді та певних органічних розчинниках. Друга дисоціює дуже слабо, і виявити йони Гідрогену в розчині за допомогою індикаторів практично неможливо.
- Якщо випити лимонний сік за підвищеної кислотності шлункового соку, кислотність знизиться, оскільки сік розбавить більш сильну хлоридну кислоту, що міститься в шлунку.



ДОМАШНІЙ ЕКСПЕРИМЕНТ

Дія на сік буряка лимонного соку, розчину харчової соди, мильного розчину

- Вичавіть сік буряка й розлийте його в три склянки. Долийте в першу склянку невелику кількість соку лимона, у другу — розчин харчової соди, а в третю — розчин мила.
- Спостерігайте, що відбуватиметься. Сформулюйте висновки.



§ 12. РЕАКЦІЇ ОБМІНУ МІЖ РОЗЧИНАМИ ЕЛЕКТРОЛІТІВ, УМОВИ ЇХ ПЕРЕБІГУ. ЙОННО-МОЛЕКУЛЯРНІ РІВНЯННЯ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- розрізняти реакції обміну, що відбуваються в розчинах електролітів, умови їх перебігу, випадки, коли вони відбуваються;

- *наводити приклади* реакцій обміну;
- *пояснювати* причини перебігу реакцій йонного обміну, які відбуваються в розчинах електролітів; йонно-молекулярні рівняння;
- *складати* рівняння реакцій йонного обміну в розчинах електролітів;
- *проводити* лабораторні досліди з використанням реакцій йонного обміну, які відбуваються в розчинах електролітів;
- *спостерігати* перебіг реакцій йонного обміну та їхні ознаки;
- *оцінювати* важливість реакцій йонного обміну, їхню роль у життєдіяльності організмів.



Пригадайте з курсу хімії 8 класу, які реакції називають *реакціями обміну*.

РЕАКЦІЇ ОБМІНУ В РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ. Вам уже відомо, що реакції обміну відбуваються між двома складними речовинами. Ми також з'ясували, що чимало речовин, зокрема кислоти, луги та солі, під час розчинення у воді розпадаються на йони. Отже, якщо речовини реагують у розчинах, то відбувається обмін між наявними в цих розчинах йонами.



Реакції обміну, що відбуваються в розчинах електролітів, називають **йонними**.

Суть реакцій обміну в розчинах електролітів полягає у видаленні певних йонів з розчину. Тому йонні реакції на письмі відображають йонними рівняннями, що вказують на ті йони, які взяли участь у реакції. Проведемо демонстраційні досліди.

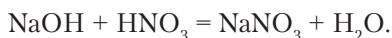
Дослід 1. Взаємодія луку з кислотою (реакція нейтралізації).

Наллємо в пробірку розчин натрій гідроксиду, доллємо розчин фенолфталеїну й розчин нітратної кислоти.

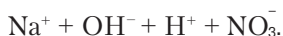


Пригадайте, для чого потрібно під час проведення реакцій нейтралізації до луку доливати розчин фенолфталеїну.

Під час доливання індикатора забарвлення розчину змінюється на малинове, а при доливанні кислоти розчин знебарвлюється. Це означає, що реакція відбулася. Запишемо молекулярне рівняння:



Пам'ятаючи, що й натрій гідроксид, і нітратна кислота є сильними електролітами, запишемо їх дисоціацію на йони:



Отже, під час змішування цих речовин у їхніх водних розчинах був саме такий набір йонів.

Для завершення складання рівняння реакції проаналізуємо утворені речовини, користуючись таблицею розчинності кислот, основ, амфотерних гідроксидів і солей у воді (*див. другий форзац*).

Сіль натрій нітрат є добре розчинною у воді й сильним електролітом. У розчині після реакції залишаються незмінними йони Na^+ і NO_3^- . Отже, у реакції взяли участь йони H^+ і OH^- , утворивши малодисоційовані молекули води.

На основі молекулярного рівняння складають *повне* та *скорочене* йонні рівняння. У повному записують усі йони до реакції та йони й недисоційовані новоутворені сполуки. *Повне йонне рівняння* нейтралізації має такий вигляд:



Скоротивши йони, які є до й після реакції, отримаємо *скорочене йонне рівняння*:



Отже, суть реакції нейтралізації, яка належить до реакцій обміну, у водному розчині полягає у взаємодії гідроксид-іонів з йонами Гідрогену з утворенням малодисоційованих молекул води.

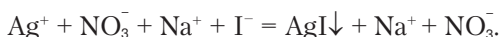
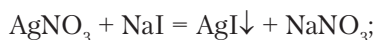
Очевидно, що реакції обміну в розчинах електролітів полягають у взаємодії йонів між собою.

УМОВИ ПЕРЕБІГУ РЕАКЦІЙ ОБМІНУ В РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ. Ви вже з'ясували, що в розчинах електролітів основними реагентами є йони, на які ці електроліти розпадаються під час розчинення. **Це основна умова перебігу будь-якої реакції обміну**, що відбувається в розчині. Однак ви також спостерігали, що під час перебігу реакції нейтралізації **утворюється малодисоційована сполука — вода**. Це один із трьох випадків перебігу реакцій йонного обміну, бо вода є слабким електролітом.

Проведемо ще один демонстраційний дослід.

Дослід 2. Взаємодія аргентум(I) нітрату з натрій йодидом.

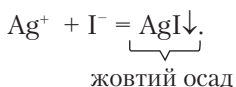
У пробірку з розчином аргентум(I) нітрату доллемо краплями розчин натрій йодиду. Спостерігаємо випадання жовтого осаду. З'ясуємо, які йони взяли участь у реакції:



За таблицею розчинності кислот, основ, амфотерних гідроксидів і солей у воді (див. *другий форзац*) визначаємо, що аргентум(I) йодид випав в осад, оскільки ця сіль є нерозчинною у воді. Тому в рівняннях реакцій біля AgI ставимо стрілку донизу.

Суть цієї реакції полягає у взаємодії йонів Ag^+ і I^- з утворенням недисоційованої сполуки AgI , що випала в осад.

Скорочено записуємо так:

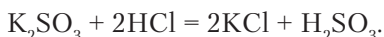


Отже, другий випадок, коли реакції обміну в розчинах електролітів відбуваються, — це **випадання осаду**.

Дослід 3. Взаємодія калій сульфїту з хлоридною кислотою.

У пробірку з розчином калій сульфїту доллемо хлоридну кислоту. Під час реакції відбувається виділення бульбашок газу (рис. 38).

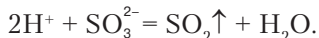
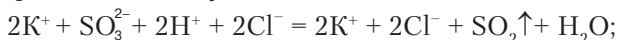
Напишемо рівняння реакції:



Вам уже відомо, що сульфїтна кислота є нестійкою, вона розпадається на сульфур(IV) оксид і воду. Тому рівняння реакції можна подати інакше:



Йонні рівняння записуємо так:



Отже, реакція обміну відбулася між катіонами Гідрогену й сульфїт-аніонами, унаслідок чого утворилися молекули сульфур(IV) оксиду та води.

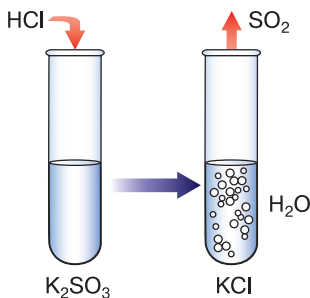


Рис. 38. Взаємодія калій сульфїту з хлоридною кислотою

Виділення газу свідчить про те, що реакція йонного обміну в розчинах електролітів відбулася. Це третій випадок, коли реакції в розчинах електролітів відбуваються.

Підсумовуючи результати демонстраційних дослідів, робимо висновок, що основною умовою їх перебігу є наявність у розчинах катіонів та аніонів, які реагують між собою. Отже, реакції відбуваються у випадках, коли:

1) утворюється речовина, що є слабким електролітом;

- 2) випадає осад (продукт реакції нерозчинний або малорозчинний);
- 3) виділяється газ.



Складіть самостійно три рівняння реакцій йонного обміну між розчинами електrolітів, коли задовольняються окремо всі три умови їх перебігу. Користуйтеся для складання йонних рівнянь таблицею розчинності кислот, основ, амфотерних гідроксидів і солей (*див. другий форзац*).

Щоб набути досвіду дослідницької роботи, проведемо лабораторні досліди 2, 3, 4.



Лабораторний дослід 2

Реакції обміну між електrolітами у водних розчинах, що супроводжуються випаданням осаду

! Повторіть правила безпеки під час роботи з речовинами та лабораторним посудом і приладдям і суворо дотримуйтеся їх. Пригадайте умову та три випадки перебігу реакцій йонного обміну.

Завдання. Здійсніть і дослідіть реакції йонного обміну, що відбуваються між: а) двома солями; б) сіллю та кислотою; в) сіллю та лугом.

Дослід 1. Налийте в пробірку розчин барій хлориду об'ємом 1,5–2 мл і долийте такий самий об'єм розчину натрій силікату. Що спостерігаєте? Напишіть молекулярні, повні та скорочені йонні рівняння реакцій. Зробіть висновок про перебіг реакції.

Дослід 2. Налийте в пробірку розчин натрій силікату об'ємом 1,5–2 мл і долийте такий самий об'єм хлоридної кислоти. Що спостерігаєте? Напишіть молекулярні, повні та скорочені йонні рівняння реакцій. Зробіть висновок про перебіг реакції.

Дослід 3. Налийте в пробірку розчин купрум(II) сульфату об'ємом 1,5–2 мл і долийте такий самий об'єм розчину натрій гідроксиду. Що спостерігаєте? Напишіть молекулярні, повні та скорочені йонні рівняння реакцій. Зробіть висновок про перебіг реакції.

Результати досліджень запишіть у таблицю в робочому зошиті, сформулюйте загальний висновок.

Реагенти	Результати спостережень	Молекулярні та йонні рівняння	Висновок
<i>Дослід 1</i>			
<i>Дослід 2</i>			
<i>Дослід 3</i>			

Загальний висновок: _____



Лабораторний дослід 3

Реакції обміну між електролітами у водних розчинах, що супроводжуються виділенням газу

! Дотримуйтеся правил безпеки так само, як під час виконання лабораторного дослідку 2.

Завдання. Здійсніть і дослідіть реакції йонного обміну, що відбуваються між сіллю та кислотою, якщо: а) сіль у розчині; б) сіль у твердому стані.

Дослід 1. Налийте в пробірку розчин натрій (калій) карбонату об'ємом 2–2,5 мл та обережно долийте розчин сульфатної кислоти. Що спостерігаєте? Напишіть молекулярні, повні та скорочені йонні рівняння реакцій. Зробіть висновок про перебіг реакції.

Дослід 2. Покладіть у пробірку подрібнений кальцій карбонат (крейду) і долийте розчин нітратної кислоти. Що спостерігаєте? Напишіть йонно-молекулярні рівняння реакцій. Зробіть висновок про перебіг реакції.

! Зверніть увагу, що речовина вступає в реакцію в нерозчинному стані, а отже, не дисоціює на йони.

Результати досліджень запишіть у таблицю в робочому зошиті (див. зразок таблиці на с. 75 підручника). Сформулюйте загальний висновок.



Лабораторний дослід 4

Реакції обміну між електролітами у водних розчинах, що супроводжуються утворенням води

Завдання. Здійсніть і дослідіть реакції йонного обміну, що відбуваються між основою та кислотою, якщо: а) основа розчинна у воді; б) основа нерозчинна.

Дослід 1. Налийте в пробірку розчин калій (натрій) гідроксиду об'ємом 1,5–2 мл і додайте кілька крапель фенолфталеїну. Обережно долийте розчин сульфатної кислоти. Що спостерігаєте? Напишіть молекулярні, повні та скорочені йонні рівняння реакцій. Зробіть висновок про перебіг реакції.

Дослід 2. Добудьте нерозчинну основу взаємодією розчинної солі Купрум(II) з розчином луку. У результаті цієї реакції випадає осад купрум(II) гідроксиду. До цього осаду долийте хлоридну кислоту. Що спостерігаєте? Напишіть йонно-молекулярні рівняння реакцій. Зробіть висновок про перебіг реакції.

! Зверніть увагу, що речовина вступає в реакцію в нерозчиненому стані, а отже, не дисоціює на йони.

Результати досліджень запишіть у таблицю в робочому зошиті (див. зразок таблиці на с. 75 підручника). Сформулюйте загальний висновок.

Йонно-молекулярні рівняння. Із записів рівнянь реакцій можна зробити висновок, що під час реакцій йонного обміну між розчинами електrolітів утворюються недисоційовані речовини та йони. Рівняння реакцій записуємо за допомогою формули, що вказує на склад формульної одиниці. Але традиційно їх називають *молекулою*. Сформулюємо відповідне визначення йонно-молекулярного рівняння.

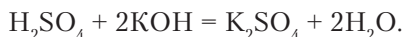


Рівняння, які містять не тільки йони, а й формули сполук, називають **йонно-молекулярними**.

Отже, усі записані в параграфі рівняння, окрім тих, що подані в молекулярній формі, належать до йонно-молекулярних рівнянь.

За йонно-молекулярними рівняннями можна скласти молекулярні рівняння.

Наприклад, маємо рівняння $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$. Як вам уже відомо, воно відповідає реакції нейтралізації. Узавши два сильні електrolіти — кислоту та луг, отримаємо таке молекулярне рівняння:

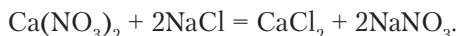


Аналогічно можна записувати молекулярні рівняння, що відбуваються з утворенням осаду чи виділенням газу. Для запису таких рівнянь важливо вміти користуватися таблицею розчинності кислот, основ, амфотерних гідроксидів і солей у воді (див. *другий форзац*).

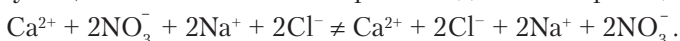


Напишіть самостійно молекулярні рівняння на основі йонно-молекулярних: а) $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{CaCO}_3 \downarrow$; б) $2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$.

Розглянемо ще один випадок реакції обміну. Візьмемо, наприклад, розчин кальцій нітрату й долемо у нього розчин натрій хлориду. Запишемо молекулярне рівняння реакції:



З'ясуємо, які йони містяться в розчині до й після реакції:



Із йонного рівняння видно, що взаємодії між йонами не відбулося, а отже, і реакція йонного обміну теж не відбулася. У цьому випадку знак «=» перекреслюють.

Реакції йонного обміну є біологічно важливими для живих організмів. Вони повсякчас відбуваються в рослинних і тваринних клітинах і в організмі людини. За їхньою участю підтримується клітинний потенціал, який проводить нервові імпульси й відіграє важливу роль у регуляції нервової системи. Крім того, реакції йонного обміну беруть участь в обміні речовин, порушення якого призводить до різних захворювань.

Як приклад, розглянемо порушення норми йонів Гідрогену в шлунковому соку людини (значення рН шлункового соку в нормі становить 1,53–1,67). За зменшення кількості цих йонів виникає знижена кислотність, що не сприяє нормальному перетравленню їжі. За зростання кількості йонів Гідрогену кислотність підвищується, що призводить до гастриту та виразки шлунка.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- Реакції обміну, що відбуваються в розчинах електролітів, називають **йонними**, а їх рівняння — **йонними рівняннями**.
- Основною умовою перебігу реакцій йонного обміну є наявність у розчинах **йонів**, здатних взаємодіяти між собою.
- Реакції йонного обміну відбуваються, якщо: 1) **утворюються малодисоційовані речовини (вода)**; 2) **випадає осад**; 3) **виділяється газ**.
- Рівняння, які містять не тільки йони, а й формули сполук, називають **йонно-молекулярними**.
- Реакції йонного обміну виконують біологічно важливі функції в організмах людини, рослин і тварин.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Визначте, між якими попарно взятими речовинами реакції йонного обміну відбудуться: а) ZnCl_2 і AgNO_3 ; б) KCl і HNO_3 ; в) FeCl_3 і NaOH ; г) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ і NaBr ; р) K_2SO_4 і $\text{Ba}(\text{OH})_2$; д) Na_2CO_3 і HCl .
2. Напишіть рівняння реакцій між електролітами в розчині в молекулярній, повній і скороченій йонних формах, де це можливо: а) $\text{FeCl}_2 + \text{LiOH} \rightarrow$; б) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$; в) $\text{BaCl}_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow$; г) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$; р) $\text{HNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$.
3. Напишіть молекулярні рівняння, що відповідають поданим йонно-молекулярним: а) $\text{Zn}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{ZnS} \downarrow$; б) $\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow$; в) $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$; г) $\text{MgCO}_3 + 2\text{H}^+ = \text{Mg}^{2+} + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$; р) $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{CaCO}_3 \downarrow$; д) $2\text{H}^+ + \text{S}^{2-} = \text{H}_2\text{S} \uparrow$; е) $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ = \text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$.

4. Напишіть молекулярні та йонно-молекулярні рівняння реакцій між попарно взятими речовинами: а) сульфатна кислота й барій гідроксид; б) калій гідроксид і ферум(III) хлорид; в) натрій сульфід і хлоридна кислота; г) купрум(II) гідроксид і нітратна кислота; г) барій нітрат і натрій сульфат; д) кальцій карбонат і сульфатна кислота.
5. Напишіть молекулярні та йонно-молекулярні рівняння реакцій за поданими схемами. Назвіть речовини або йони, подані кольоровими літерами (А, Б⁺, В⁻): а) $A + 2H^+ \rightarrow Cr^{2+} + 2H_2O$; б) $SO_3^{2-} + 2B^+ \rightarrow SO_2 \uparrow + H_2O$; в) $Zn^{2+} + 2B^- \rightarrow Zn(OH)_2 \downarrow$.
6. До розчину барій гідроксиду масою 34,2 г з масовою часткою лугу 0,1 долили розчин сульфатної кислоти до повної нейтралізації. Обчисліть масу утвореного осаду.
7. До розчину натрій карбонату масою 318 г з масовою часткою солі 20 % долили розчин нітратної кислоти. Обчисліть об'єм газу (н. у.), що виділився під час реакції.



Практична робота 1

Реакції йонного обміну між електролітами у водних розчинах

Виконавши цю практичну роботу, ви зможете:

- *закріпити вміння й набутти навичок* самостійно виконувати досліди, що характеризують реакції йонного обміну між електролітами у водних розчинах;
- *спостерігати* випадки перебігу хімічних реакцій між електролітами у водних розчинах;
- *набути* практичних умінь роботи з речовинами й обладнанням;
- *робити висновки* про набуті вміння й навички.

! Повторіть правила безпеки під час роботи з речовинами, лабораторним посудом і приладдям та суворо дотримуйтеся їх.

Мета практичної роботи — закріпити на практиці знання про перебіг реакцій йонного обміну між електролітами в розчинах і набуті вміння самостійно виконувати запропоновані завдання, робити відповідні висновки.

I варіант

Завдання 1. Проведіть реакції йонного обміну між попарно взятими розчинами електролітів. Укажіть ознаки, які свідчать, що реакції відбулися між: а) натрій карбонатом і нітратною кислотою; б) барій хлоридом і калій сульфатом; в) натрій гідроксидом і сульфатною кислотою.

фатною кислотою. Напишіть молекулярні, повні та скорочені йонні рівняння реакцій.

Завдання 2. Добудьте нерозчинну основу реакцією обміну, нейтралізуйте її хлоридною кислотою. Напишіть рівняння реакцій у молекулярній і йонно-молекулярній формах.

II варіант

Завдання 1. Проведіть реакції йонного обміну між попарно взятими розчинами електrolітів. Укажіть ознаки, які свідчать, що реакції відбулися між: а) калій сульфідом і хлоридною кислотою; б) купрум(II) сульфатом і натрій гідроксидом; в) сульфатною кислотою та калій гідроксидом. Напишіть молекулярні, повні та скорочені йонні рівняння реакцій.

Завдання 2. Добудьте нерозчинну основу реакцією обміну, нейтралізуйте її сульфатною кислотою. Напишіть рівняння реакцій у молекулярній і йонно-молекулярній формах.

Завдання 3. Проведіть реакції, що відповідають йонно-молекулярним рівнянням: а) $\text{Mg}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{MgCO}_3 \downarrow$; б) $\text{Ba}^{2+} + \text{SiO}_3^{2-} = \text{BaSiO}_3 \downarrow$. Напишіть молекулярні рівняння реакцій.

III варіант

Завдання 1. Проведіть реакції йонного обміну між попарно взятими розчинами електrolітів. Укажіть ознаки, які свідчать, що реакції відбулися між: а) калій карбонатом і хлоридною кислотою; б) натрій сульфідом і сульфатною кислотою; в) алюміній сульфатом і натрій гідроксидом; г) магній гідроксидом і сульфатною кислотою; г) кислотою та лугом. Напишіть молекулярні, повні й скорочені йонні рівняння реакцій.

Завдання 2. Добудьте нерозчинну основу реакцією обміну, нейтралізуйте її сульфатною кислотою. Напишіть рівняння реакцій у молекулярній і йонно-молекулярній формах.

Завдання 3. Проведіть реакції, що відповідають схемам: а) $\text{A}^{2+} + \text{SO}_3^{2-} \rightarrow \text{ZnSO}_3 \downarrow$; б) $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow$; в) $\text{MgCO}_3 + \text{B} = \text{Mg}^{2+} + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$. Напишіть молекулярні рівняння реакцій. Назвіть частинки, подані кольоровими літерами (A²⁺, B).

Результати досліджень запишіть у таблицю в зошиті для практичних робіт і зробіть загальний висновок (див. зразок таблиці на с. 75 підручника).

Сформулюйте висновок про те, яких практичних умінь ви набули в процесі виконання практичної роботи. Зазначте, яке значення вони мають особисто для вас.



§ 13. ВИЯВЛЕННЯ В РОЗЧИНІ ГІДРОКСИД-ІОНІВ І ЙОНІВ ГІДРОГЕНУ. ЯКІСНІ РЕАКЦІЇ ТА ЇХ ЗАСТОСУВАННЯ



Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- *знати* якісні реакції на аніони, за якими їх виявляють у розчинах електролітів;
- *пояснювати* якісні реакції, ознаки їх перебігу;
- *наводити приклади* рівнянь реакцій на якісне визначення в розчинах: хлорид-іонів, бромід-іонів, йодид-іонів, сульфат-іонів, ортофосфат-іонів, карбонат-іонів;
- *виконувати практично* лабораторні досліди на виявлення йонів Гідрогену, хлорид-іонів, бромід-іонів, йодид-іонів, сульфат-іонів, ортофосфат-іонів, карбонат-іонів у розчинах.

Якісні реакції та їх використання досліджує *аналітична хімія* — наука, яка вивчає методи визначення якісного й кількісного складу речовин. Знання про якісний аналіз і вміння практично його застосувати дають змогу виявити, які хімічні елементи, йони чи молекули входять до складу досліджуваної речовини.

Застосування методів аналітичної хімії важливе для багатьох галузей науки, техніки та виробництва. Їх широко використовують у хімічних, біохімічних, санітарно-гігієнічних, контрольно-аналітичних лабораторіях для визначення якості харчових продуктів, косметичної продукції, води, чистоти повітря, хімічного складу ґрунту. У клінічних лабораторіях здійснюють аналізи крові, шлункового соку, сечі тощо для діагностування стану організму, виявлення захворювань.

Речовини, які належать до електролітів, здебільшого містять у своєму складі:

катіони Гідрогену й аніони кислотних залишків (кислоти);

катіони металічних елементів і гідроксид-іонів (основи);

катіони металічних елементів й аніони кислотних залишків (солі).

Тому важливо вміти виявляти в їхньому складі катіони й аніони. Отже, навчимося виявляти найпоширеніші аніони.

Виявлення в розчині гідроксид-іонів та йонів Гідрогену. Вивчаючи класи неорганічних сполук, зокрема кислоти та солі, ви дізналися, як їх можна виявити серед інших речовин за допомогою індикаторів. Крім того, у § 11 пояснено, як визначити середовище розчину за допомогою індикаторів (*див. табл. 6, с. 67*).



Рис. 39. Якісна реакція на хлорид-іон

Виявлення в розчині хлорид-іонів. Хлорид-іони наявні в розчинах сильних електролітів, до яких належить хлоридна кислота та її солі.

Проаналізувавши дані таблиці розчинності (див. *другий форзац*), можна зробити висновок, що всі хлориди, за винятком аргентум(I) і плюмбум(II) хлоридів, є добре розчинними у воді сполуками. Тому виявити хлорид-аніони в розчині можна за допомогою речовини, яка здатна зв'язати їх з утворенням осаду.

Для виявлення хлорид-аніонів у розчинах використовують розчин аргентум(I) нітрату. Під час доливання розчину цієї речовини до електроліту, який містить хлорид-аніони, випадає білий сирнистий осад аргентум(I) хлориду (рис. 39).

Такий осад не розчиняється в нітратній кислоті. Це дає підстави стверджувати, що виявити хлорид-іони можна за допомогою аргентум(I) нітрату, який у розчині містить катіони Аргентуму Ag^+ . Саме вони, взаємодіючи з хлорид-аніоном, утворюють осад.

Отже, реактивом на хлорид-іони є катіони Ag^+ . Таку реакцію називають **якісною**.

Для підтвердження зазначеного вище проведемо лабораторний дослід 5.



Лабораторний дослід 5

Виявлення хлорид-іонів у розчині

! Повторіть правила безпеки під час роботи з кислотами, аргентум(I) нітратом й іншими речовинами та суворо дотримуйтеся їх.

Завдання. Дослідіть, чи входять до складу хлоридної кислоти, натрій і барій хлоридів хлорид-іони. Напишіть молекулярні, повні та скорочені йонні рівняння реакцій. Зробіть висновки з ваших спостережень.

Дослід 1. Налийте в пробірку хлоридну кислоту об'ємом 1,5–2 мл, додайте кілька крапель розчину аргентум(I) нітрату. Що спостерігаєте?

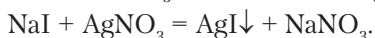
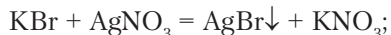
Дослід 2. Налийте у дві пробірки розчини натрій і барій хлоридів об'ємом по 1,5–2 мл і в кожному з них додайте по кілька крапель розчину аргентум(I) нітрату. Що спостерігаєте?

Результати спостережень запишіть у таблицю в робочому зошиті (див. зразок таблиці на с. 75 підручника). Сформулюйте загальний висновок.

Виявлення в розчині бромід- і йодид-іонів. Аргентум(I) нітрат є реактивом на бромід- і йодид-іони. Якщо до солі, що містить бромід-аніон, долити розчин аргентум(I) нітрату, то випадає блідо-жовтий осад AgBr (рис. 40).

Якщо ж долити цей самий реактив до розчину йодиду, то випадає жовтий осад AgI (рис. 41).

Запишемо молекулярні рівняння реакцій:



Дослідимо описані реакції під час проведення лабораторних дослідів 6 і 7.



Рис. 40. Якісна реакція на бромід-аніон



Рис. 41. Якісна реакція на йодид-іон



Лабораторні досліді 6, 7

Виявлення бромід- і йодид-іонів у розчині

Завдання. Дослідіть наявність бромід- і йодид-іонів у розчинах відповідно натрій броміду та калій йодиду. Напишіть молекулярні, повні та скорочені йонні рівняння реакцій. Зробіть висновки з ваших спостережень.

Дослід 1. Налийте в пробірку розчин натрій броміду об'ємом 1,5–2 мл, додайте кілька крапель розчину аргентум(I) нітрату. Що спостерігаєте?

Дослід 2. Налийте в пробірку розчин калій йодиду об'ємом 1,5–2 мл, додайте кілька крапель розчину аргентум(I) нітрату. Що спостерігаєте?

Результати спостережень запишіть у таблицю в робочому зошиті (див. зразок таблиці на с. 75 підручника). Сформулюйте загальний висновок.

Результати лабораторних дослідів 5, 6, 7 довели, що реактивом на галогенід-іони є **катіон Аргентуму** Ag^+ , який входить до складу аргентум(I) нітрату.



Пригадайте якісну реакцію на сульфатну кислоту та сульфати.

Виявлення сульфат-іонів у розчині. Якщо в розчин, який містить сульфат-іони, долити розчин барій гідроксиду або барій хлориду, то випадає білий, нерозчинний у нітратній кислоті осад барій сульфату (рис. 42).

Отже, реактивом на сульфат-аніон є **катіон Барію Ba^{2+}** .

Щоб упевнитися в цьому, проведемо лабораторний дослід 8.



Рис. 42. Якісна реакція на сульфат-аніон



Лабораторний дослід 8

Виявлення сульфат-іонів у розчині

! Повторіть правила безпеки під час роботи із сульфатною кислотою й суворо дотримуйтеся їх.

Завдання. Дослідіть наявність сульфат-іонів у розчинах відповідно сульфатної кислоти, натрій сульфату й ферум(II) сульфату. Напишіть молекулярні, повні та скорочені йонні рівняння реакцій, зробіть висновки з ваших спостережень.

Дослід 1. Налийте в пробірку розчин сульфатної кислоти об'ємом 2–2,5 мл, долейте приблизно таку саму порцію розчину барій хлориду. Що спостерігаєте?

Дослід 2. Налийте в пробірку розчин натрій сульфату об'ємом 2–3 мл, долейте розчин барій гідроксиду. Що спостерігаєте?



Рис. 43. Якісна реакція на ортофосфат-іон

Дослід 3. Налийте в пробірку розчин ферум(II) сульфату об'ємом 2–3 мл, долейте таку саму порцію розчину барій хлориду. Що спостерігаєте?

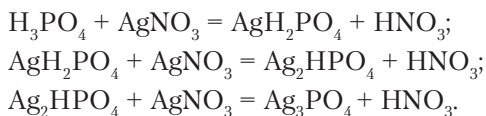
Результати спостережень запишіть у таблицю в робочому зошиті (див. зразок таблиці на с. 75 підручника). Сформулюйте загальний висновок.

Виявлення ортофосфат-іонів у розчині.

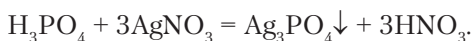
Ортофосфат-іони входять до складу ортофосфатної кислоти та середніх солей цієї кислоти. Якщо в розчин ортофосфатної кислоти або її

розчинної солі долити розчин аргентум(І) нітрату, то випадає жовтий осад аргентум(І) ортофосфату (рис. 43).

Ортофосфатна кислота H_3PO_4 , як вам уже відомо, дисоціює ступінчасто з утворенням дигідрогенортофосфат-іонів H_2PO_4^- , гідрогенортофосфат-іонів HPO_4^{2-} й ортофосфат-іонів PO_4^{3-} . Тому молекулярні рівняння реакції взаємодії цієї кислоти з розчином аргентум(І) нітрату можна подати так:



Сумарне рівняння:



Отже, реактивом на аніон PO_4^{3-} є **катіон Аргентуму Ag^+** .

Щоб підтвердити наявність ортофосфат-іонів у розчині, проведемо лабораторний дослід 9.



Лабораторний дослід 9

Виявлення ортофосфат-іонів у розчині

! Повторіть правила безпеки під час роботи з кислотами й аргентум(І) хлоридом і суворо дотримуйтеся їх.

Завдання. Дослідіть наявність ортофосфат-іонів у розчинах відповідно ортофосфатної кислоти й натрій ортофосфату. Напишіть молекулярні, повні та скорочені йонні рівняння реакцій, зробіть висновки з ваших спостережень.

Дослід 1. Налийте в пробірку розчин ортофосфатної кислоти об'ємом 2–3 мл, додайте краплями розчин аргентум(І) нітрату. Що спостерігаєте?

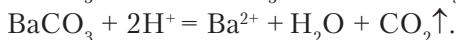
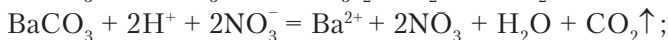
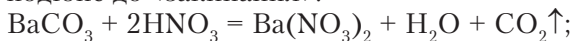
Дослід 2. Налийте в пробірку розчин натрій ортофосфату об'ємом 2–3 мл, додайте до нього розчин аргентум(І) нітрату. Що спостерігаєте?

Результати спостережень запишіть у таблицю в робочому зошиті (див. зразок таблиці на с. 75 підручника). Сформулюйте загальний висновок.

Виявлення карбонат-іонів у розчині. Карбонати — солі карбонатної кислоти, які переважно є нерозчинними у воді.

Серед карбонатів розчинними є амоній карбонат $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, натрій карбонат Na_2CO_3 і калій карбонат K_2CO_3 . Для їх дисоціації властиво утворювати катіони NH_4^+ , Na^+ і K^+ й аніони CO_3^{2-} .

Усі карбонати, розчинні та нерозчинні у воді, реагують з кислотами. Результатом таких реакцій є нові солі й утворення нестійкої карбонатної кислоти, яка розкладається на карбон(IV) оксид і воду. Реакція супроводжується виділенням великої кількості газу, що подібне до «закипання»:



Отже, реактивом на аніон CO_3^{2-} є **катіон Гідрогену H^+** .



Напишіть самостійно рівняння реакції взаємодії натрій карбонату з хлоридною кислотою.



Лабораторний дослід 10

Виявлення карбонат-іонів у розчині

Завдання. Дослідіть наявність карбонат-іонів у розчинах відповідно натрій і калій карбонатів. Напишіть молекулярні, повні та скорочені йонні рівняння реакцій, зробіть висновки з ваших спостережень.

Дослід 1. Налийте в пробірку розчин натрій карбонату об'ємом 3 мл, дуже обережно долийте розчин нітратної кислоти. Що спостерігаєте?

Дослід 2. Налийте в пробірку розчин калій карбонату об'ємом 3 мл, долийте розчин сульфатної кислоти. Що спостерігаєте?

Результати спостережень запишіть у таблицю в робочому зошиті (*див. зразок таблиці на с. 75 підручника*).

Зробіть загальний висновок про те, як можна довести наявність карбонат-іонів у розчинах.

Перевірте результати своїх досліджень, скориставшись *таблицею 8*.

Теоретичні знання про якісні реакції застосовують на практиці в лабораторіях під час розв'язування експериментальних задач. Специфіка їх полягає в тому, що при цьому проводять досліді, зокрема визначають якісний склад речовин, способи їх добування, вивчають хімічні властивості.

Якісні реакції на катіони й аніони

Катіони гідратів оксидів												
	сильних			слабких			амфотерних			слабк. амф.		
	H ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Fe ²⁺	Ag ⁺	Al ³⁺	Zn ²⁺	Pb ²⁺	Fe ³⁺	Cu ²⁺	
ОН ⁻	—	р	м	білий	біло-зелений	—	білий	білий	білий	бурий	синій	
SO ₄ ²⁻	р	білий	м	р	р	м	р	р	білий	р	р	
Cl ⁻	р	р	р	р	р	білий	р	р	білий	р	р	
Br ⁻	р	р	р	р	р	біло-жовтий	р	р	біло-жовтий	р	р	
I ⁻	р	р	р	р	р	жовтий	р	р	жовтий	р	р	
PO ₄ ³⁻	—	білий	білий	білий	білий	жовтий	білий	білий	білий	біло-жовтий	голубий	
CO ₃ ²⁻	газ↑	білий	білий	білий	білий	біло-жовтий	—	—	—	—	—	
S ²⁻	газ↑	р	р	м	чорний	чорний	—	білий	чорний	—	чорний	
SiO ₃ ²⁻	білий	білий	білий	білий	сірий	—	—	рожевий	—	—	—	

Примітка: р — ознак реакції немає; м — розчин каламутний; **риска** — розкладається водою або не існують; ↑ — речовини, під час розкладання яких утворюються гази.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- Принципи та методи визначення якісного й кількісного складу речовин вивчає **аналітична хімія**.
- Речовини, які належать до електролітів, здебільшого містять у своєму складі: катіони Гідрогену й аніони кислотних залишків (кислоти); катіони металічних елементів і гідроксид-іонів (основи); катіони металічних елементів й аніони кислотних залишків (солі).
- **Якісні реакції** — реакції, за допомогою яких можна виявити катіони й аніони в складі речовини.
- Йони Гідрогену та гідроксид-іони в розчинах електролітів виявляють за допомогою індикаторів.
- Реактивом на хлорид-, бромід-, йодид-, ортофосфат-іони є **катіон Аргентуму Ag^+** , що входить до складу солі аргентум(I) нітрату. У результаті відповідних реакцій утворюються осади: аргентум(I) хлориду — білий сирнистий, нерозчинний у нітратній кислоті; аргентум(I) броміду — блідо-жовтий; аргентум(I) йодиду й аргентум(I) ортофосфату — жовтий.
- Реактивом на сульфат-іони є **катіон Барію Ba^{2+}** . Випадає білий осад, нерозчинний у нітратній кислоті.
- Реактивом на карбонат-іони в розчинах є **катіони Гідрогену H^+** .



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Напишіть молекулярні та йонні рівняння реакцій між попарно взятими речовинами: а) BaCl_2 і AgNO_3 ; б) MgI_2 і AgNO_3 ; в) CaBr_2 і AgNO_3 ; г) Na_3PO_4 і AgNO_3 ; ґ) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ і H_2SO_4 ; д) Na_2CO_3 і HNO_3 .
2. Поясніть, як виявити хлорид- і сульфат-іони в розчинах магній хлориду й алюміній сульфату. Напишіть рівняння реакцій.
3. Запропонуйте спосіб розпізнавання, який передбачає використання якісних реакцій на аніони: а) хлоридної та сульфатної кислот; б) солей хлоридної та сульфатної кислот.
4. Запропонуйте спосіб розпізнавання хлоридної й ортофосфатної кислот за допомогою одного реактиву. Напишіть рівняння реакцій.
5. Запропонуйте спосіб розпізнавання йодидів і бромідів.
6. На розчин натрій броміду масою 51,5 г з масовою часткою солі 0,3 подіяли розчином аргентум(I) нітрату до повної їх взаємодії. Обчисліть масу утвореного осаду.
7. Унаслідок взаємодії розчинів калій йодиду й аргентум(I) нітрату випав жовтий осад масою 4,7 г. Обчисліть маси та кількості речовин вихідних сполук.



Практична робота 2

Розв'язування експериментальних задач

Виконавши цю практичну роботу, ви зможете:

- *закріпити вміння й набутти навичок* самостійно виконувати досліди, використовуючи теоретичні знання про якісні реакції на катіони Гідрогену, гідроксид-, хлорид-, бромід-, йодид-, сульфат-, ортофосфат-, карбонат-іони;
- *спостерігати* ознаки перебігу якісних реакцій на аніони;
- *пояснювати* результати спостережень;
- *набути* практичних умінь роботи з речовинами й обладнанням;
- *складати* молекулярні та йонно-молекулярні рівняння реакцій;
- *робити висновки* з досліджень.

! Повторіть правила безпеки під час роботи з кислотами, аргентум(I) нітратом та іншими речовинами й суворо дотримуйтеся їх.

Мета практичної роботи — навчитися розпізнавати речовини, установлювати наявність аніонів за допомогою якісних реакцій, набутти практичних умінь і навичок роботи з речовинами.

Варіанти практичної роботи подані за зростанням складності завдань і відповідають різним рівням навчальних досягнень учнів.

I варіант

Завдання 1. У двох пробірках під шифрами містяться хлоридна кислота й розчин натрій гідроксиду. Визначте експериментально кожну з цих речовин. Зробіть висновки.

Завдання 2. Доведіть, що в розчині натрій броміду є аніон Брому Br^- . Напишіть рівняння реакції в молекулярній і йонній формах. Зробіть висновок.

Завдання 3. Проведіть якісну реакцію на карбонат-іон. Напишіть рівняння реакції в молекулярній і йонній формах. Зробіть висновок.

II варіант

Завдання 1. У трьох пробірках під шифрами містяться розчини нітратної, сульфатної кислот і калій гідроксиду. Визначте експериментально кожну з цих речовин. Де можливо, напишіть рівняння реакції в молекулярній і йонній формах. Зробіть висновки.

Завдання 2. Виявіть за допомогою якісних реакцій, у якій із пробірок наявні розчини калій хлориду й калій броміду. Напишіть рівняння реакцій у молекулярній і йонній формах. Зробіть висновок.

Завдання 3. У пробірках є розчини натрій карбонату й натрій ортофосфату. Виявіть за допомогою якісних реакцій, у якій із пробірок міститься кожна з цих речовин. Напишіть рівняння реакцій у молекулярній і йонній формах. Зробіть висновок.

III варіант

Завдання 1. У трьох пробірках без написів містяться хлоридна кислота, розчини натрій хлориду й барій гідроксиду. Визначте експериментально кожен з цих речовин. Де можливо, напишіть рівняння реакцій у молекулярній і йонній формах. Зробіть висновки.

Завдання 2. Виявіть за допомогою якісних реакцій, у якій із пробірок містяться розчини натрій хлориду, натрій броміду й натрій йодиду. Напишіть рівняння реакцій у молекулярній і йонній формах. Зробіть висновок.

Завдання 3. У пробірках містяться розчини калій карбонату, магній сульфату й ортофосфатної кислоти. Виявіть за допомогою якісних реакцій, у якій із пробірок наявна кожна з цих речовин. Напишіть рівняння реакцій у молекулярній і йонній формах. Зробіть висновок.



НАВЧАЛЬНИЙ ПРОЕКТ

- I. Оберіть самостійно або з допомогою вчителя тему навчального проекту з тих, що подані нижче.
 1. Електроліти в сучасних акумуляторах.
 2. Виготовлення розчинів для надання медичної допомоги.
 3. Дослідження рН ґрунтів певної місцевості.
 4. Дослідження впливу кислотності й лужності ґрунтів на розвиток рослин.
 5. Дослідження рН атмосферних опадів та їхнього впливу на різні матеріали в довкіллі.
 6. Дослідження властивостей природних індикаторів.
 7. Дослідження рН середовища мінеральних вод України.
- II. Виконайте навчальний проект, скориставшись поданою нижче послідовністю роботи.
 1. **Визначте:**
 - назву, тип проекту;
 - керівника, учасників проекту;
 - мету й завдання проекту;
 - проблеми, що будуть вирішуватися в межах проекту;
 - очікувані результати проекту.
 2. **Сплануйте** етапи реалізації проекту (діагностико-концептуальний, організаційний, практичний).
- III. Проведіть презентацію проекту.

ПОВТОРЮЄМО Й УЗАГАЛЬНЮЄМО ТЕМУ 1 «РОЗЧИНИ»

Дисперсні системи — системи, що складаються з двох чи більше речовин, де одна з них у подрібненому стані рівномірно розподілена серед частинок іншої.

Дисперсна фаза — це подрібнена речовина.

Дисперсійне середовище — речовина, у якій розподілена дисперсна фаза.

Дисперсні системи (за розміром частинок)

Грубодисперсні
розмір частинок —
понад 100 нм

Колоїдні розчини
розмір частинок —
1–100 нм

Істинні розчини
розмір частинок —
менше 1 нм

Золі — рідкі колоїдні розчини.

Гелі — желатиноподібні драглисті маси.

Молекулярні

Йонні

Суспензії — двофазні системи, тверді частинки яких рівномірно розподілені між молекулами рідини.

Піни — двофазні системи, у яких дисперсною фазою є гази, а дисперсійним середовищем — рідина.

Емульсії — двофазні системи, у яких дисперсною фазою та дисперсійним середовищем є рідини, що не змішуються.

Аерозолі — двофазні системи, у яких дисперсною фазою є рідина або тверда речовина, а дисперсійним середовищем — гази.

Розчинність — властивість речовин розчинятися у воді або в будь-якому іншому розчиннику. Визначається масою розчиненої речовини, яка за певних умов може розчинятися в розчиннику масою 100 г.

КЛАСИФІКАЦІЯ РЕЧОВИН ЗА РОЗЧИННІСТЮ

Розчинні

Малорозчинні

Нерозчинні

Чинники, що впливають на розчинність речовин

- 1) природа розчинника та розчиненої речовини;
- 2) температура;
- 3) агрегатний стан речовини

Для газів — температура; тиск

Розчин — гомогенна система, що складається з двох або більше компонентів і продуктів їхньої взаємодії.

Процес розчинення — фізико-хімічний процес, під час якого відбувається:

руйнування структури розчиненої речовини до молекул або йонів.

взаємодія утворених частинок з частинками розчинника (якщо це вода — з молекулами води). Взаємодія частинок речовини з молекулами води — це **гідратація**, а продукти гідратації — **гідратовані молекули або йони**.

КЛАСИФІКАЦІЯ РЕЧОВИН ЗА ЕЛЕКТРОПРОВІДНІСТЮ РОЗЧИНІВ

Електроліти — речовини, водні розчини яких або розплави проводять електричний струм

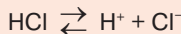
кислоти; основи (луги); солі

Неелектроліти — речовини, водні розчини яких або розплави не проводять електричний струм

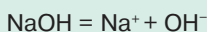
повітря; кисень; азот

Електролітична дисоціація — розпад електролітів на йони під час розчинення у воді або розплавлення.

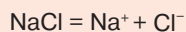
Кислоти — електроліти, які у водних розчинах дисоціюють на гідратовані **катіони Гідрогену**:



Основи — електроліти, які у водних розчинах дисоціюють на гідратовані **гідроксид-аніони**:



Солі — електроліти, які у водних розчинах дисоціюють на гідратовані **катіони металічних елементів** й **аніони кислотних залишків**:

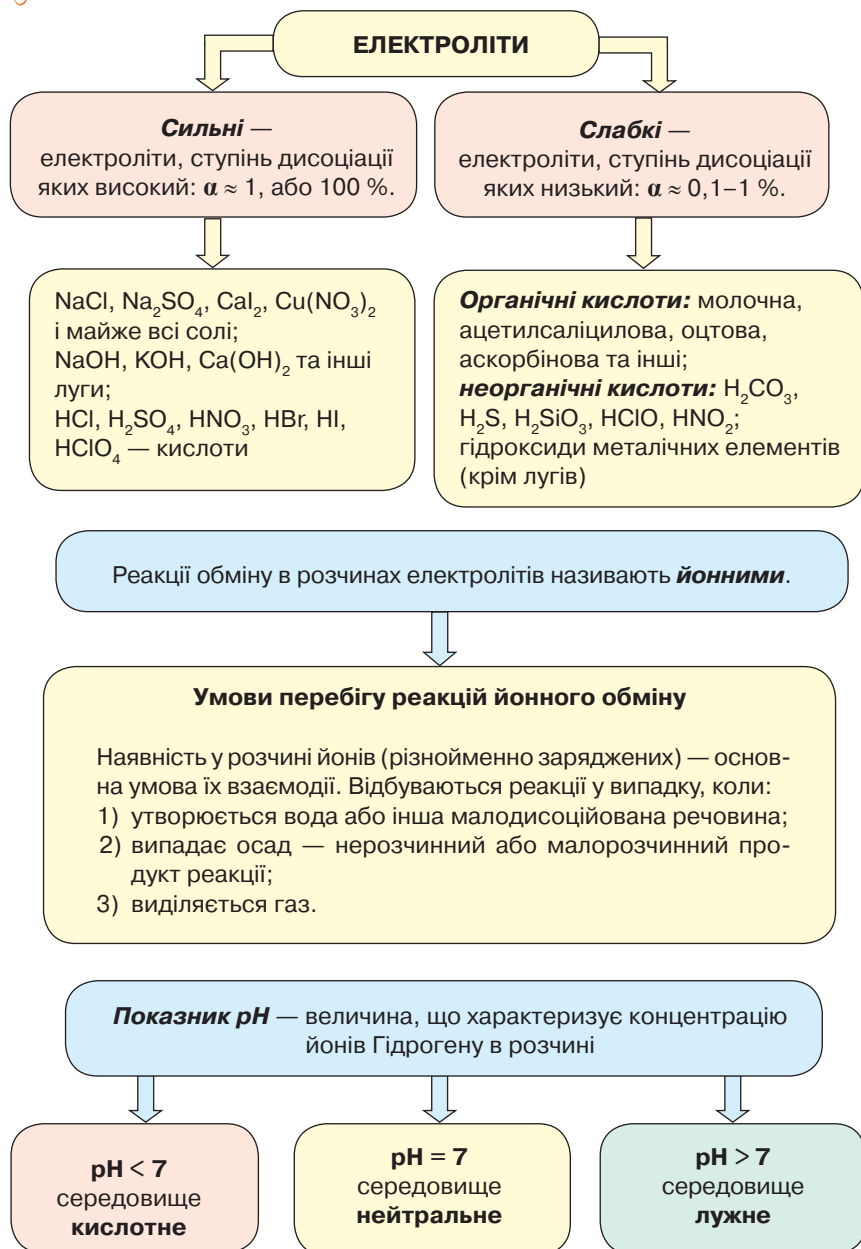


Ступінь електролітичної дисоціації — відношення кількості молекул (формульних одиниць), що розпалися на йони, до загальної кількості молекул (формульних одиниць) розчиненої речовини:

$$\alpha = \frac{n \text{ (дисоц.)}}{n \text{ (загальн.)}}$$

або

$$\alpha = \frac{n \text{ (дисоц.)}}{n \text{ (загальн.)}} \cdot 100 \%$$



Тема 2

ХІМІЧНІ РЕАКЦІЇ



§ 14. КЛАСИФІКАЦІЯ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ ЗА КІЛЬКІСТЮ ТА СКЛАДОМ РЕАГЕНТІВ І ПРОДУКТІВ РЕАКЦІЙ



Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- *називати* ознаки класифікації хімічних реакцій; типи хімічних реакцій, класифікованих за зміною кількості та складу реагентів і продуктів реакцій;
- *розрізняти* ознаки класифікації; реакції сполучення, розкладу, заміщення й обміну;
- *характеризувати* хімічні реакції різних типів;
- *наводити приклади* хімічних реакцій різних типів;
- *складати рівняння* реакцій різних типів.

Ознаки класифікації хімічних реакцій. У 7–8 класах ви ознайомилися з великою кількістю хімічних реакцій, що відбуваються за звичайних або відповідних для їхнього перебігу умов. Вивчення теми «Хімічні реакції» допоможе вам упорядкувати свої знання про реакції на основі ознак, за якими вони об'єднані в групи (рис. 44).



Пригадайте, які типи хімічних реакцій уже вам відомі.

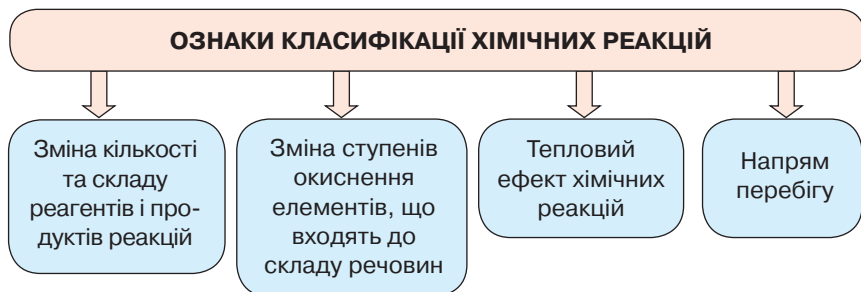


Рис. 44. Ознаки класифікації хімічних реакцій

ТИПИ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ ЗА ОЗНАКОЮ КІЛЬКОСТІ ТА СКЛАДУ РЕАГЕНТІВ І ПРОДУКТІВ РЕАКЦІЇ. Залежно від того, які речовини вступають у реакцію та які утворюються під час її перебігу, хімічні реакції поділяють на реакції сполучення, розкладу, заміщення й обміну.

Реакції сполучення. У реакції сполучення вступають прості та складні речовини з утворенням однієї складної речовини. Вам уже відомо, що метали проявляють здатність реагувати з неметалами. Результатом таких реакцій є утворення оксидів або солей. Повторимо реакції сполучення за допомогою демонстраційних дослідів.



Рис. 45. Взаємодія заліза із сіркою

Дослід 1. Взаємодія заліза із сіркою. Змішаємо у фарфоровій чашці порошок заліза й порошок сірки в масовому співвідношенні 7 : 4. Нагріємо їх у полум'ї спиртівки до початку реакції. Далі вона відбувається самовільно з виділенням тепла. Після охолодження утворюється нова речовина ферум(II) сульфід (рис. 45).

Рівняння реакції: $\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$.



Рис. 46. Взаємодія сірки з киснем

Дослід 2. Взаємодія сірки з киснем. Нагріємо порошок сірки до температури займання й розмістимо його в заздалегідь підготовленій колбі з киснем. Сірка згоряє яскравим полум'ям (рис. 46).

Рівняння реакції: $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$.

Дослід 3. Взаємодія кальцій оксиду з водою. Покладемо у фарфорову чашку кальцій оксид і доллемо воду. Відбувається реакція з утворенням кальцій гідроксиду: $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$

Усі три реакції належать до реакцій сполучення. Загальне рівняння реакції: $\text{A} + \text{B} = \text{C}$.

Вам уже відомо, що в реакції сполучення вступають складні речовини. Зокрема, деякі оксиди металічних і неметалічних елементів реагують з водою. Наприклад, під час реакції $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ba}(\text{OH})_2$ утворюється барій гідроксид. За наявності кисню нітроген(IV) оксид з водою утворює нітратну кислоту: $4\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 = 4\text{HNO}_3$.



Сформулюйте самостійно визначення реакцій сполучення на основі рівнянь реакцій взаємодії заліза із сіркою та горіння сірки в кисні.

Реакції розкладу. Із цим типом хімічних реакцій ви ознайомилися під час вивчення теми «Добування кисню в лабораторії»



Рис. 47. Гірка амоній дихромату



Рис. 48. Реакція розкладу амоній дихромату

(7 клас), розкладаючи гідроген пероксид та інші речовини. Вам відомо, що за нагрівання основи й амфотерні гідроксиди розкладаються з утворенням відповідного оксиду та води. На оксид і воду розкладаються нестійкі кислоти.



Напишіть самостійно рівняння згаданих вище реакцій.

Яскравим прикладом є реакція розкладу амоній дихромату $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (рис. 47), відома в хімії під назвою «хімічний вулкан» (рис. 48). Проведемо демонстраційний дослід.

Дослід 4. Розклад амоній дихромату. На керамічну підставку (плитку) насиплемо подрібнені кристали амоній дихромату, який має характерне яскраво-оранжеве забарвлення, надаючи їм форми гірки (див. рис. 47).

Посередині гірки вставимо 4–5 головок сірників і запалимо їх (замість сірників можна взяти розжарену скляну паличку). Починається реакція, яка супроводжується бурхливим розкладом солі. Гірка помітно збільшується внаслідок виділення азоту й водяної пари й утворюється пухка маса хром(III) оксиду темно-зеленого кольору. Рівняння реакції:



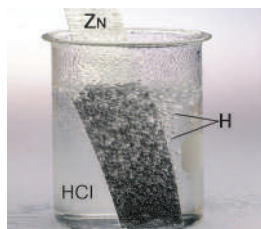
Загальні рівняння реакцій розкладу подаємо так:



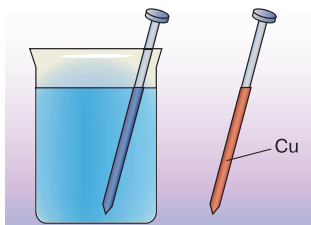
Сформулюйте самостійно визначення реакцій розкладу.

РЕАКЦІЇ ЗАМІЩЕННЯ. Назва цього типу реакцій говорить про те, що під час їх перебігу відбувається заміщення одних атомів на інші в складній речовині. Такі реакції спостерігають при взаємодії металів з розчинами кислот, металів із солями.

Проведемо дослід, що демонструє перебіг реакцій заміщення.



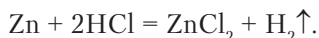
а



б

Рис. 49. Реакції заміщення: а — між кислотою та цинком; б — між купрум(II) сульфатом і залізом

Дослід 5. Взаємодія цинку з хлоридною кислотою. На дно хімічної склянки покладемо кілька гранул цинку та долеємо хлоридну кислоту (або розчин сульфатної). Через певний час цинк укривається пухирцями газу, який починає інтенсивно виділятися (рис. 49, а). Цинк заміщує атоми Гідрогену в кислоті. Відповідно утворюється сіль цинк хлорид і виділяється водень:



Опишіть самостійно реакцію, зображену на рисунку 49, б. Складіть рівняння реакції та сформулюйте визначення цього типу реакцій.

Загальне рівняння реакції заміщення: $A + BC = AC + B$.

РЕАКЦІЇ ОБМІНУ. Вивчення теорії електролітичної дисоціації поглибило ваші знання про реакції обміну в розчинах електролітів. Під час їх перебігу здійснюється обмін складовими частинами речовин (див. § 12, 13).

Зрозуміло, що реакції цього типу відбуваються між двома складними речовинами. До них належать і відомі вам реакції на виявлення катіонів та аніонів у складі речовин. Проведемо для прикладу якісну реакцію виявлення сульфат-аніону.

Дослід 6. Взаємодія розчинів калій сульфату й барій гідроксиду. Наллємо в пробірку розчин калій або натрій сульфату об'ємом 2,5–3 мл, додамо розчин барій гідроксиду. Випадає білий, нерозчинний у кислотах осад барій сульфату (див. рис. 42, с. 84). Це ознака того, що реакція відбулася.

Напишіть самостійно рівняння реакції в молекулярній і йонній формах, сформулюйте визначення реакцій обміну.

Загальне рівняння реакції обміну: $AB + CD = AD + CB$.

Отже, за ознакою зміни кількості та складу реагентів і продуктів реакції розрізняють чотири типи реакцій: сполучення, розкладу, заміщення й обміну.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- Є кілька ознак класифікації хімічних реакцій: 1) **зміна кількості та складу реагентів і продуктів реакції**; 2) **зміна ступенів окиснення елементів, що входять до складу речовини**; 3) **тепловий ефект реакції**; 4) **напрямок перебігу**.
- За зміною кількості та складу реагентів і продуктів реакції розрізняють чотири типи хімічних реакцій: **сполучення, розкладу, заміщення, обміну**.
- Загальне рівняння реакції сполучення — $A + B = C$.
- Загальні рівняння реакцій розкладу можна подати так:
 $A = B + C$.
- Загальне рівняння реакції заміщення — $A + BC = AC + B$.
- Загальне рівняння реакції обміну — $AB + CD = AD + CB$.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Назвіть ознаки, за якими класифікують хімічні реакції.
2. Сформулюйте визначення реакцій: а) сполучення; б) розкладу; в) заміщення; г) обміну.
3. Допишіть праві частини молекулярних рівнянь, складіть йонно-молекулярні рівняння реакцій (де це можливо):
а) $KClO_3 \xrightarrow{t}$... ; б) $Hg + O_2 = \dots$; в) $AlCl_3 + AgNO_3 = \dots$; г) $Fe + CuSO_4 = \dots$.
4. Допишіть праві частини молекулярних рівнянь, складіть йонно-молекулярні рівняння реакцій (де це можливо) і вкажіть, до якого типу вони належать:
а) $BaO + H_2O = \dots$; б) $ZnSO_4 + NaOH = \dots$; в) $Li + H_2O = \dots$; г) $Na_2CO_3 + HNO_3 = \dots$; г) $AlBr_3 + AgNO_3 = \dots$; д) $SO_3 + H_2O = \dots$; е) $Zn + CuSO_4 = \dots$;
е) $Fe(OH)_3 \xrightarrow{t} \dots$.
5. Напишіть рівняння реакцій між попарно взятими речовинами, де можливо, складіть йонно-молекулярні рівняння: а) барій нітрат і натрій сульфат; б) алюміній і бром; в) кальцій хлорид і аргентум(І) нітрат; г) калій і вода.
6. Обчисліть об'єм водню (н. у.), що виділиться під час взаємодії натрію масою 11,5 г з водою.
7. Алюміній кількістю речовини 0,25 моль повністю прореагував із сіркою. Обчисліть масу й кількість речовини продукту реакції. Назвіть утворену речовину.
8. Напишіть рівняння реакцій за поданою схемою: $Ba \rightarrow BaO \rightarrow Ba(OH)_2 \rightarrow BaCO_3 \rightarrow CO_2 \rightarrow Na_2CO_3$. Укажіть тип кожної реакції. Обчисліть масу утвореного барій гідроксиду, якщо в реакцію вступив барій масою 27,4 г.



ЦІКАВО ЗНАТИ

- На хімічному виробництві часто утворюються шкідливі речовини, які потрапляють у довкілля. Це зумовило появу нової науки — *екологічної хімії* (або «зеленої хімії»). Вона є філософією хімічних досліджень та інженерії, що закликає до створення продуктів і процесів, які допоможуть мінімізувати використання та виробництво шкідливих речовин. Мета екологічної хімії — зменшити забруднення та запобігти йому вже на стадії розробки хімічних технологій (За матеріалами сайта: https://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%97%D0%B5%D0%BB%D0%B5%D0%BD%D0%B0_%D1%85%D1%96%D0%BC%D1%96%D1%8F).



§ 15. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ. ПРОЦЕСИ ОКИСНЕННЯ, ВІДНОВЛЕННЯ, ОКИСНИКИ, ВІДНОВНИКИ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *формулювати визначення понять* «окисно-відновні реакції», «процес окиснення», «процес відновлення», «окисник», «відновник», «електронний баланс»;
- *розрізняти* окисно-відновні реакції та реакції, що відбуваються без зміни ступеня окиснення;
- *характеризувати* процес окиснення та відновлення; роль окисно-відновних процесів у довкіллі;
- *складати рівняння* окисно-відновних реакцій на основі електронного балансу;
- *обґрунтовувати* процеси окиснення й відновлення з погляду електронної будови атомів;
- *висловлювати судження* про значення окисно-відновних реакцій.



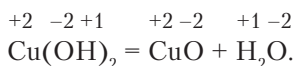
Пригадайте, що таке *ступінь окиснення елемента* та як його визначають за хімічними формулами речовин.

За ознакою зміни ступенів окиснення елементів, що входять до складу речовин, реакції поділяють на окисно-відновні й такі, що відбуваються без зміни ступеня окиснення.

Реакції, що відбуваються без зміни ступеня окиснення елементів.

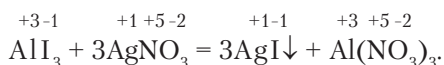
Серед реакцій, які ви вивчали в § 14, трапляються такі, що відбуваються без зміни ступеня окиснення хімічних елементів і з його зміною.

Розглянемо кожний з цих випадків. Наприклад, відому вам реакцію розкладу купрум(II) гідроксид. З'ясуємо, які ступені окиснення елементів мають вихідні речовини та продукти реакції. Ви пам'ятаєте, що ступені окиснення записують над символами елементів і, на відміну від зарядів йонів, спочатку ставлять знак «+» чи «-», а потім його числове значення +2, -2:



У запропонованому рівнянні реакції ступені окиснення кожного елемента до й після реакції не змінилися.

Розглянемо інший приклад – реакцію обміну між розчинами електrolітів і визначимо ступені окиснення елементів:

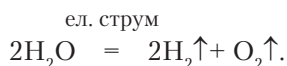


У цій реакції ступені окиснення елементів також не змінюються.

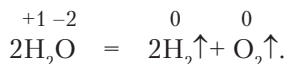
ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ. Зауважимо, що не всі реакції розкладу відбуваються без зміни ступенів окиснення.

Розглянемо реакцію розкладу води під дією електричного струму (рис. 50).

Рівняння реакції:



Проставимо ступені окиснення елементів:



Під час цієї реакції утворюються два гази: кисень і водень. Вам уже відомо, що ступінь окиснення елементів у простих речовинах дорівнює нулю.

Отже, реакція розкладу води відбувається зі зміною ступенів окиснення елементів.

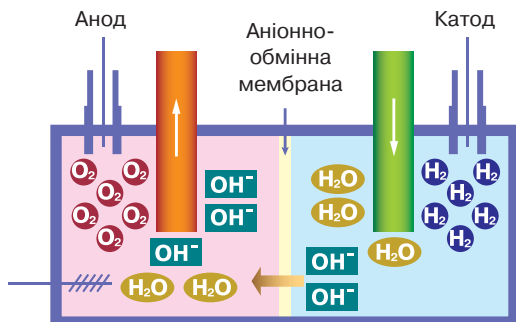
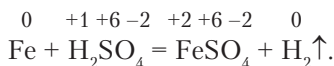


Рис. 50. Розклад води під дією постійного електричного струму

Наведемо ще один приклад:



Під час цієї реакції ступені окиснення елементів Феруму й Гідрогену змінилися.



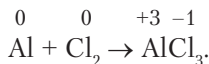
Хімічні реакції, що відбуваються зі зміною ступенів окиснення елементів реагентів і продуктів реакції, називають **окисно-відновними**.

Постає запитання, що є причиною зміни ступенів окиснення елементів під час окисно-відновних реакцій.

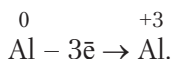
Така зміна відбувається внаслідок переходу електронів від одних частинок до інших або зміщення електронної густини між атомами реагентів.

Під час окисно-відновних реакцій одночасно відбуваються два взаємопов'язані процеси: *окиснення* та *відновлення*. **Окиснення** — це процес, під час якого частинки реагентів віддають електрони. **Відновлення** — процес приєднання електронів частинкою.

Розглянемо ці процеси на прикладі реакції взаємодії алюмінію з хлором:



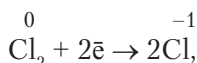
Під час реакції ступінь окиснення Алюмінію змінився з 0 до +3, тобто атому Алюмінію треба віддати 3 електрони. Цей процес записують таким електронним рівнянням:



Отже, відбувся процес окиснення.

Ці електрони перейшли до Хлору, де кожний атом приєднав по одному з них, і Хлор проявляє ступінь окиснення -1.

Отже, згідно з електронним рівнянням



відбувся процес відновлення (молекула хлору приймає 2 електрони).

Важливо зазначити, що окиснення завжди супроводжується процесом відновлення. Тому атоми, молекули чи йони, які віддають електрони, називають **відновниками**. Атоми, молекули або йони, які приєднують електрони, називають **окисниками**.

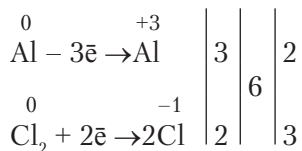
Оскільки під час перебігу окисно-відновних реакцій відбуваються два процеси одночасно, **кількість електронів, що віддає відновник, завжди дорівнює кількості електронів, які приєднує окисник**.

Ураховуючи це правило, у реакції між алюмінієм і хлором необхідно поставити коефіцієнти.

МЕТОД ЕЛЕКТРОННОГО БАЛАНСУ. Цей метод застосовують для добору коефіцієнтів в окисно-відновних реакціях.

Щоб скласти рівняння реакції на основі електронного балансу, після запису молекулярного рівняння треба записати електронні рівняння.

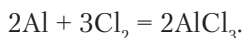
1. Повторюємо їх запис:



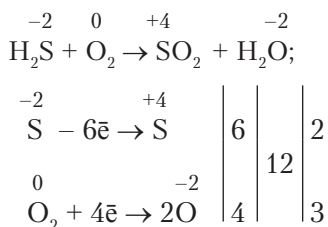
2. Проводимо вертикальну риску й випишуємо за нею число електронів, що віддали й приєднали атоми Алюмінію та Хлору.

3. Знаходимо найменше спільне кратне для чисел 3 і 2. Це число 6, яке записуємо за другою вертикальною рисою посередині.

4. Найменше спільне кратне ділимо почергово на 3 і 2, записуємо результат за третьою рисою в рядках, які стосуються елементів Алюміній і Хлор. Ці числа відповідають шуканим коефіцієнтам. Перед Алюмінієм (відновником) у молекулярному рівнянні ставимо коефіцієнт 2, а перед Хлором (окисником) — 3. Добираємо коефіцієнт для алюміній хлориду. Він становить 2. Правильно записане рівняння:



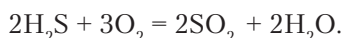
Розглянемо ще один приклад окисно-відновної реакції та складемо електронний баланс:



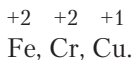
Біля Сульфору (відновника) — коефіцієнт 2, а біля кисню (окисника) — 3.

Поставимо в правій частині рівняння коефіцієнти так, щоб їх числове значення відповідало кількості атомів у лівій частині рівняння.

Отже, рівняння окисно-відновної реакції

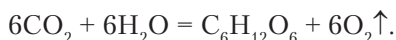


Відновниками в окисно-відновних реакціях є атоми металічних елементів (Na, K, Mg, Zn, Al), деякі неметали (H₂, C), йони безоксигенових кислот Cl⁻, Br⁻, I⁻, йони металічних елементів з нижчими ступеннями окиснення:



До окисників належать кисень, хлор, бром, йод, сірка, нітратна й сульфатна кислоти тощо.

ЗНАЧЕННЯ ОКИСНО-ВІДНОВНИХ РЕАКЦІЙ. Окисно-відновні реакції відіграють важливу роль у природі, техніці та житті людини. З курсу біології вам відомо, що вивільнення кисню в атмосферу та підтримання його постійного вмісту в ній відбуваються завдяки процесу фотосинтезу (рис. 51). Його суть полягає в тому, що з вуглекислого газу й води під дією світла утворюється глюкоза (органічна речовина) і виділяється кисень. Рівняння реакції:



Окисно-відновним процесам ми завдячуємо диханням, унаслідок чого в організмах людини, рослин і тварин відбувається обмін речовин. За їх участю перетравлюється їжа.

В атмосфері під час грозових розрядів кисень взаємодіє з азотом з утворенням нітроген(II) оксиду, який окиснюється до нітроген(IV) оксиду. Ці реакції належать до окисно-відновних і відповідають таким схемам:



Перетворіть схеми на рівняння реакцій, дібравши коефіцієнти методом електронного балансу.

Більшість процесів у природі відбуваються завдяки окисно-відновним реакціям. Це, зокрема, ржавіння заліза за наявності кисню та вологи; окиснення інших металів — алюмінію, міді, цинку; процеси бродіння; гниття органічних решток; колообіги Оксигену, Нітрогену, води; самоочищення водойм; виверження вулканів; утворення в земній корі корисних копалин, мінералів.

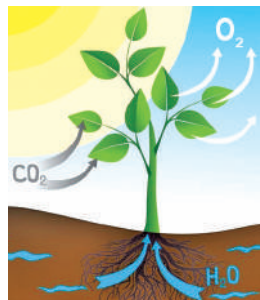


Рис. 51. Схема процесу фотосинтезу



Опишіть, де використовують окисно-відновні реакції в побуті.

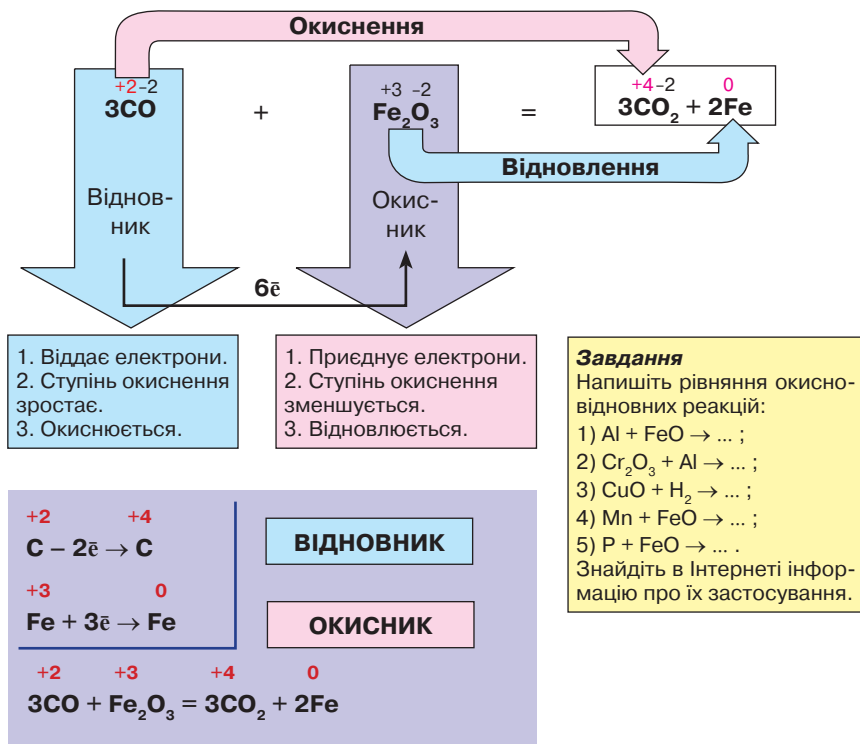


Рис. 52. Схема окисно-відновної реакції

Окисно-відновні процеси використовують у промисловості для відновлення металів з руд (рис. 52), виплавлення чавуну та сталі, виробництва мінеральних добрив, барвників, гормонів росту рослин. У фармацевтичній промисловості окисно-відновні процеси застосовують під час синтезу лікарських препаратів, а в хімічній — для добування хлоридної, сульфатної, нітратної та інших кислот, лугів, амоніаку, лужних металів, галогенів. Поглибити свої знання про окисно-відновні реакції та їх користь для людини ви зможете, вивчаючи органічні сполуки.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- За зміною ступеня окиснення елементів реагентів реакції поділяють на: 1) реакції, що відбуваються без зміни ступеня окиснення; 2) окисно-відновні.
- Хімічні реакції, що відбуваються зі зміною ступенів окиснення елементів реагентів і продуктів реакції, називають **ОКИСНО-ВІДНОВНИМИ**.

Ступінь окиснення елементів змінюється внаслідок переходу електронів або перерозподілу електронної густини між реагентами.

- **Окиснення** — процес, під час якого частинки реагентів віддають електрони.
- **Відновлення** — процес приєднання електронів частинками.
- Атоми, молекули чи йони, які віддають електрони, називають **відновниками**. Атоми, молекули або йони, які приєднують електрони, називають **окисниками**.
- **Кількість електронів, що віддає відновник, завжди дорівнює кількості електронів, які приєднує окисник.**
- Метод електронного балансу використовують для добору коефіцієнтів в окисно-відновних реакціях.
- Окисно-відновні процеси відіграють важливу роль у природі й мають практичне застосування в побуті та багатьох виробництвах.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

- Уставте пропущені слова, щоб висловлювання стало завершеним:
 - Реакції, які відбуваються зі зміною ... , називають
 - Елемент, який ... електрони і ... , є відновником.
 - Елемент, який ... електрони і ... , є окисником.
 - Метод, за допомогою якого добирають коефіцієнти для окисно-відновних реакцій, називають
- Окисно-відновні реакції відображають подані нижче схеми.
 $\text{A Zn} + \text{O}_2 \rightarrow \text{B BaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{B CaO} + \text{HCl} \rightarrow \text{Г Mg} + \text{HCl} \rightarrow$
- Зазначте в поданих схемах ступені окиснення елементів до й після реакції й установіть, який елемент окиснився та який відновився:
 - $\text{Al} + \text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + \text{H}_2\uparrow$; б) $\text{Mg} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{MgBr}_2$; в) $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2\uparrow$;
 - г) $\text{Cr} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CrCl}_3$; р) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$; д) $\text{Ca} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2\uparrow$.
- Допишіть рівняння реакцій і класифікуйте їх на окисно-відновні й такі, що відбуваються без зміни ступенів окиснення:
 - $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$; б) $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \dots$; в) $\text{Mg} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \dots$;
 - г) $\text{Fe} + \text{Cl}_2 \rightarrow \dots$; р) $\text{ZnO} + \text{HNO}_3 \rightarrow \dots$; д) $\text{Ba} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$.
- Допишіть рівняння реакцій. Знайдіть коефіцієнти методом електронного балансу, укажіть окисник і відновник:
 - $\text{Al} + \text{F}_2 \rightarrow \dots$; б) $\text{Fe} + \text{HBr} \rightarrow \dots$; в) $\text{K} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$; г) $\text{Mg} + \text{HCl} \rightarrow \dots$;
 - р) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$; д) $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$; е) $\text{CuO} + \text{H}_2 \rightarrow \dots$; є) $\text{P} + \text{O}_2 \rightarrow \dots$.
- Охарактеризуйте процеси, що відбуваються, користуючись схемами. Напишіть рівняння відповідних реакцій. Доберіть коефіцієнти методом електронного балансу:

-2	+4	0	+3	0	+2	+4	+6	+3	0	+2	+4
----	----	---	----	---	----	----	----	----	---	----	----

 - $\text{S} \rightarrow \text{S}$; б) $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}$; в) $\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}$; г) $\text{S} \rightarrow \text{S}$; р) $\text{Al} \rightarrow \text{Al}$; д) $\text{C} \rightarrow \text{C}$.

7. Допишіть пропущені продукти реакцій. Доберіть коефіцієнти методом електронного балансу, укажіть окисник і відновник:
 а) $\text{PH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 + \dots$; б) $\text{Fe} + \text{HCl} \rightarrow \dots + \text{H}_2$; в) $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \dots$;
 г) $\text{HgO} \rightarrow \text{Hg} + \dots$; г) $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \dots$; д) $\text{Ba} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2 + \dots$.
8. Напишіть рівняння реакцій за поданою схемою: $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{Zn}$. Укажіть тип кожної реакції, виокремте серед них окисно-відновні. Обчисліть масу цинк нітрату, якщо в реакцію вступив цинк масою 19,5 г.



§ 16. ЕКЗОТЕРМІЧНІ Й ЕНДОТЕРМІЧНІ РЕАКЦІЇ. ТЕРМОХІМІЧНЕ РІВНЯННЯ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *знати й розуміти поняття* «тепловий ефект хімічної реакції», «екзотермічні реакції», «ендотермічні реакції», «термохімічне рівняння»;
- *розрізняти* екзо- й ендотермічні реакції;
- *характеризувати* хімічні реакції за тепловим ефектом;
- *складати* термохімічні рівняння;
- *висловлювати судження й оцінювати* практичне значення та роль термохімічних реакцій у житті людини.



Пригадайте, якими зовнішніми ефектами характеризується перебіг хімічної реакції.

ТЕПЛОВИЙ ЕФЕКТ ХІМІЧНОЇ РЕАКЦІЇ. Вам уже відомо, що хімічні перетворення одних речовин на інші супроводжуються певними явищами, які називають *ознаками перебігу хімічних реакцій*. Однією з основних ознак є тепловий ефект реакції, що проявляється виділенням або поглинанням енергії.

За тепловим ефектом реакції поділяють на екзо- й ендотермічні (рис. 53).



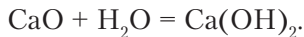
Рис. 53. Схема класифікації хімічних реакцій за тепловим ефектом

З'ясуємо, чому в одних випадках тепло виділяється, а в інших — поглинається. Під час хімічних перетворень відбувається руйнування одних хімічних зв'язків й утворення інших. Тому тепловий ефект хімічної реакції визначають за різницею енергії зв'язків, що утворилися, і тих, що зруйнувалися.

Чи дійсно в хімічних зв'язках речовин до реакції акумулюється енергія? Щоб відповісти на це запитання, проведемо демонстраційні досліди.

Дослід 1. Взаємодія кальцій оксиду з водою. Проведемо реакцію, відому під назвою «гасіння вапна».

На дно фарфорової чашки покладемо кілька шматочків кальцій оксиду й обережно доллємо воду. Спостерігаємо бурхливу реакцію, «закипання» суміші з виділенням великої кількості тепла (рис. 54). Це *екзотермічна* реакція:



До екзотермічних належать реакції горіння деревини, природного газу, вугілля, магнію, порошку заліза, розчинення сульфатної кислоти, нейтралізація кислот лугами, взаємодія металів із сіркою тощо.

З курсу фізики вам відомо, що кожна речовина характеризується певним запасом енергії, що утворюється внаслідок хаотичного руху структурних частинок цієї речовини (молекул, атомів, йонів тощо).

Це *внутрішня енергія*. У процесі перебігу хімічних реакцій вона (внутрішня енергія) змінюється внаслідок перебудови речовин і супроводжується або виділенням, або поглинанням тепла. Під час реакцій горіння, крім тепла, виділяється й світлова енергія.

На уроках хімії в попередніх класах ви вже проводили хімічні перетворення, які відбувалися за нагрівання реагентів. До них належать багато реакцій розкладу, розчинення амоній хлориду у воді, взаємодія азоту з киснем, добування кисню з гідроген пероксиду, калій перманганату тощо. Однак тоді ви не звертали увагу на те, виділяється чи поглинається теплова енергія.



Рис. 54. Взаємодія кальцій оксиду з водою

Дослід 2. Розклад купрум(II) гідроксиду. Обережно нагріємо в полум'ї спиртівки синій осад купрум(II) гідроксиду, добутий реакцією обміну. За кілька хвилин спостерігаємо утворення чорного осаду — порошку купрум(II) оксиду. Реакція відбувається тільки за нагрівання, тобто з поглинанням тепла. Це *ендотермічна* реакція.

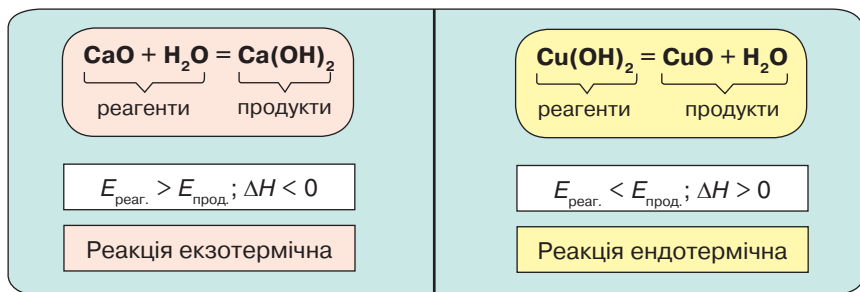


Рис. 55. Теплові ефекти екзо- й ендотермічної реакцій



Напишіть самостійно рівняння реакції розкладу купрум(II) гідроксиду.



Тепловим ефектом реакції називають кількість тепла, що виділяється або поглинається під час хімічної реакції.

Тепло, яке виділяється або поглинається, визначають за різницею між внутрішньою енергією реагентів і продуктів реакції (рис. 55). Одиницю вимірювання тепла — джоуль (Дж) або кілоджоуль (кДж) позначають ΔH (читається «дельта-аш»).

ТЕРМОХІМІЧНЕ РІВНЯННЯ. Кількість тепла, що виділяється або поглинається під час хімічної реакції, зазначають у рівняннях реакції.

Наприклад, реакція горіння метану в кисні:



Хімічне рівняння, у якому зазначено тепловий ефект реакції, називають **термохімічним**.

Термохімічне рівняння горіння вуглецю:

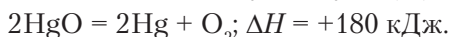


Обидві реакції — екзотермічні, бо енергія виділяється назовні.

Розклад кальцій карбонату відбувається за високих температур. Тому енергія надходить іззовні. Цю ендотермічну реакцію відображає таке рівняння:



Термохімічне рівняння розкладу ртуті(II) оксиду:



Як бачимо, кількість тепла, що поглинулася під час розкладу кальцій карбонату й меркурій(II) оксиду, — однакова. Однак у реакції розкладу кальцій карбонату поглинулося 180 кДж тепла з розрахунку на 1 моль, а в реакції розкладу меркурій(II) оксиду — на 2 моль реагенту. Отже, тепловий ефект реакції відповідає тій кількості речовини, яка реагує за рівнянням реакції.

Екзотермічні реакції відіграють важливу роль у процесах виробництва сульфатної кислоти, виплавлення чавуну та сталі, відновлення металів алюмотермічним способом. У побутових умовах їх використовують для обігріву приміщень, приготування їжі, у хімічних лабораторіях для створення умов перебігу реакцій.

Завдяки екзотермічним реакціям організми людини та тварин підтримують постійну температуру тіла.

Ендотермічні реакції також мають практичне значення. Їх використовують для добування багатьох неорганічних речовин, лікарських препаратів, розкладу води під час добування кисню та водню, добування негашеного вапна тощо. Термохімічними рівняннями користуються для обчислень під час виробничих процесів.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- За **тепловим ефектом** реакції поділяють на екзо- й ендотермічні.
- **Екзотермічні** — реакції, під час яких виділяється тепло.
- **Ендотермічні** — реакції, під час яких поглинається тепло.
- **Екзотермічна реакція** відбувається, якщо енергія реагентів є більшою за енергію утворення продуктів реакції.
- **Ендотермічна реакція** відбувається, якщо енергія реагентів є меншою від енергії утворення продуктів реакції.
- **Тепловим ефектом реакції** називають кількість тепла, що виділяється або поглинається під час хімічної реакції.
- Хімічне рівняння, у якому зазначено тепловий ефект реакції, називають **термохімічним**.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Сформулюйте визначення екзо- й ендотермічних реакцій.
2. Позначте екзотермічні реакції серед запропонованих.
A $S + O_2 = SO_2$; $\Delta H = -297$ кДж **Б** $H_2 + I_2 = 2HI$; $\Delta H = +52$ кДж
В $2NH_3 = N_2 + 3H_2$; $\Delta H = -92,4$ кДж **Г** $3Fe + 2O_2 = Fe_3O_4$; $\Delta H = -1117$ кДж
3. Позначте реакцію заміщення, що належить до ендотермічних.
A $MnO_2 + 2C = Mn + 2CO$; $\Delta H = +293$ кДж
Б $2CO + O_2 = 2CO_2$; $\Delta H = -282$ кДж
В $SiO_2 + 2Mg = Si + 2MgO$; $\Delta H = -392$ кДж
Г $H_2O + C = CO + H_2$; $\Delta H = -132$ кДж

4. Дopiшіть рівняння реакцій, поставте коефіцієнти та вкажіть, до якого типу належить кожна з них:
 а) $Zn + HCl \rightarrow \dots$; б) $Al_2O_3 + H_2SO_4 \rightarrow \dots$; в) $CaO + CO_2 \rightarrow \dots$; г) $K + H_2O \rightarrow \dots$;
 г) $SO_3 + H_2O \rightarrow \dots$; д) $H_2O_2 \xrightarrow{t^\circ} \dots$; е) $CaCl_2 + H_3PO_4 \rightarrow \dots$; є) $KClO_3 \xrightarrow{t^\circ} \dots$
5. Дopiшіть рівняння реакцій і класифікуйте їх на окисно-відновні й такі, що відбуваються без зміни ступеня окиснення. Позначте окисник і відновник в окисно-відновних реакціях:
 а) $K_2O + H_2O \rightarrow \dots$; б) $Zn + Cl_2 \rightarrow \dots$; в) $H_2 + Br_2 \rightarrow \dots$; г) $CaCO_3 \xrightarrow{t^\circ} \dots$;
 г) $SO_2 + O_2 \rightarrow \dots$; д) $AlCl_3 + NaOH \rightarrow \dots$
6. Обчисліть маси й об'єми водню та кисню (н. у.), що утворюються внаслідок електролізу води кількістю речовини 15 моль.
7. Мідь кількістю речовини 2,5 моль окиснилася, унаслідок чого утворився купрум(II) оксид масою 140 г. Обчисліть масову частку міді, що окиснилася, й об'єм кисню (н. у.), що вступив у реакцію.



§ 17. ШВИДКІСТЬ ХІМІЧНОЇ РЕАКЦІЇ, ЗАЛЕЖНІСТЬ ШВИДКОСТІ РЕАКЦІЇ ВІД РІЗНИХ ЧИННИКІВ



Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- *формулювати визначення понять* «швидкість хімічної реакції», «хімічна кінетика»;
- *характеризувати* вплив різних чинників на швидкість хімічної реакції;
- *пояснювати* залежність швидкості хімічної реакції від різних чинників;
- *спостерігати* взаємодію металів різної активності з хлоридною кислотою; залежність швидкості від концентрації реагентів і температури;
- *робити висновки* про вплив різних чинників на швидкість хімічної реакції.

Швидкість хімічних реакцій. Спостерігаючи хімічні реакції, ви вже переконалися, що вони відбуваються з різною швидкістю. Наприклад, ржавіння заліза, окиснення міді до купрум(II) оксиду, утворення гірських порід і їх руйнування — це тривалі процеси, а горіння дров, свічки відбувається впродовж кількох годин. Більшість реакцій, які ви проводите в лабораторії, — миттєві.

Знання про швидкість перебігу хімічних реакцій відіграє важливу роль у житті людини, адже вона може керувати перетвореннями речовин, прискорюючи потрібні й сповільнюючи некорисні

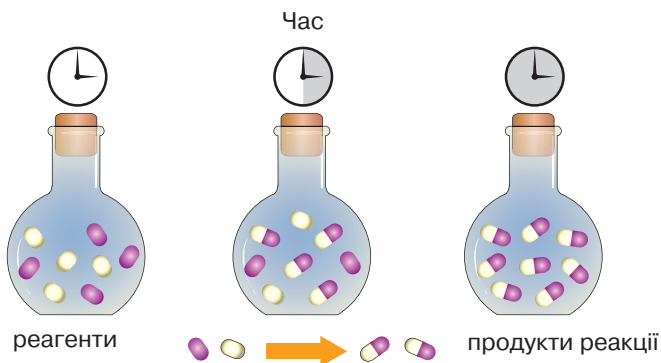


Рис. 56. Схема зміни концентрації реагентів за певний проміжок часу

для неї. На великих підприємствах значну увагу приділяють економічній ефективності виробництва. Усе це сприяло виникненню вчення про швидкість хімічних реакцій, механізми їхнього перебігу, назва якого — **хімічна кінетика**.

Швидкість хімічних реакцій визначають зміною концентрації реагенту або продукту реакції за одиницю часу в одиниці об'єму (рис. 56).

Чинники, від яких залежить швидкість хімічної реакції. Упродовж вивчення курсу хімії ви переконалися в тому, що для перебігу хімічної реакції потрібно забезпечити зіткнення частинок реагентів. Однак не завжди при цьому відбувається реакція. Щоб відбулося зіткнення реагентів, у багатьох випадках необхідна енергія, яка забезпечить руйнування хімічних зв'язків у речовинах, що реагують, й утворення відповідних зв'язків у продуктах реакції. Це досягається під час нагрівання, значного опромінення й за наявності каталізатора.

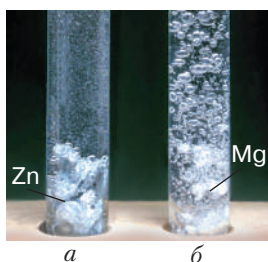


Рис. 57. Взаємодія цинку (а) і магнію (б) з хлоридною кислотою

• **Залежність швидкості хімічної реакції від природи реагентів.** Хімічна активність (природа речовин, що реагують) значною мірою впливає на перебіг реакції. Перевіримо це, досліджуючи взаємодію металів з хлоридною кислотою (рис. 57).

Дослід 1. Взаємодія цинку, магнію та заліза з хлоридною кислотою. Покладемо на дно трьох пробірок однакові порції магнію, цинку та заліза. Доллемо однакові об'єми хлоридної кислоти. Через кілька

секунд спостерігаємо виділення водню. За інтенсивністю виділення бульбашок можна визначити швидкість реакцій. Результати дослідження свідчать, що найшвидше реагує магній, потім — цинк, а найповільніше — залізо.

Отже, швидкість хімічної реакції залежить від активності металів.



Напишіть самостійно рівняння реакцій і розгляньте їх з погляду окисно-відновних. Зробіть висновок про окисник і відновник.

• **Залежність швидкості хімічної реакції від концентрації реагентів.**

Дослід 2. Взаємодія цинку, магнію та заліза з розбавленою хлоридною кислотою. Видозмінимо дослід 1. До однакових порцій магнію, цинку та заліза долемо хлоридну кислоту, розбавлену наполовину водою. Це означає, що концентрація кислоти вдвічі менша. Реакція відбувається значно повільніше, спостерігається менше виділення бульбашок газу.

Від чого це залежить? Очевидно, що зі зменшенням концентрації хлоридної кислоти кількість йонів H^+ у розчині зменшилась удвічі. Тому частота зіткнень між металом і йонами H^+ зменшилася. Якщо ж концентрацію хлоридної кислоти збільшити, то відповідно зросте й частота зіткнень.

На *рисунок 58* зображено процес горіння вуглецю в повітрі та в чистому кисні.

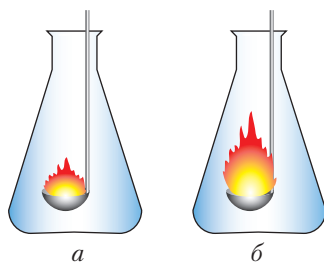


Рис. 58. Горіння вуглецю в повітрі (а) і в чистому кисні (б)



Порівняйте результати горіння та поясніть самостійно, чому в кисні горіння відбувається інтенсивніше.

У випадку, коли реагентами є гази, швидкість реакції залежить від тиску. Що більше стискають газову суміш, то менші відстані між її молекулами, тобто їх концентрація збільшується. Тому частота зіткнень зростає (*рис. 59*).

Отже, можна зробити висновок, що швидкість хімічної реакції прямо пропорційна концентрації реагентів.

• **Залежність швидкості хімічної реакції від площі поверхні контакту реагентів.** Швидкість хімічної реакції

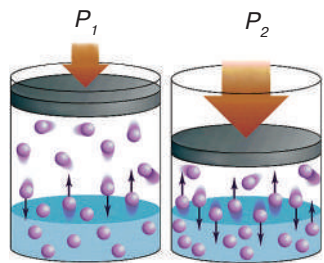


Рис. 59. Залежність швидкості хімічної реакції від тиску

залежить від ступеня подрібнення речовини. Що більше подрібнена речовина, то більша ймовірність установаження контакту між реагентами. Проведемо дослід.

Дослід 3. Взаємодія кальцій карбонату з розчином сульфатної кислоти. Покладемо у дві пробірки однакові порції кальцій карбонату (крейди). У першу пробірку — шматком, у другу — подрібнену. Доллемо однакові об'єми розчину сульфатної кислоти. У першій пробірці реакція відбувається значно повільніше, ніж у другій.

• ***Залежність швидкості хімічної реакції від температури.***

Під час вивчення хімічних реакцій ви вже ознайомилися з деякими чинниками їхнього перебігу. Що ж відбувається за нагрівання реагентів? Наприклад, у природних умовах окиснення міді відбувається дуже повільно. Однак якщо нагріти мідну дротину в полум'ї спиртівки, то вона швидко окиснюється й на її поверхні утворюється чорний наліт купрум(II) оксиду. Тому можемо стверджувати, що швидкість хімічної реакції зростає за нагрівання речовин.

Чим це пояснити? Очевидно, що з надходженням тепла ззовні частинки речовини стають активними й частота їх контакту зростає.

• ***Залежність швидкості хімічної реакції від наявності каталізатора.***



Пригадайте, які речовини називають каталізаторами та яка їхня роль у процесі перебігу хімічних реакцій.

Пришвидшити реакцію можна за допомогою каталізаторів. Проте каталізатори діють по-різному: одні пришвидшують перебіг реакції, інші — сповільнюють. У більшості виробництв використовують каталізатори, які пришвидшують перебіг реакцій, щоб зменшити затрати праці й енергоресурсів, тобто підвищити економічну ефективність процесів. Добуваючи кисень у лабораторних умовах з гідроген пероксиду, ви як каталізатор використовували манган(IV) оксид. Ефективність каталізатора полягає в зміні механізму перебігу реакцій.



Лабораторний дослід 11

Вплив площі поверхні контакту реагентів, концентрації та температури на швидкість реакції цинку з хлоридною кислотою

! Повторіть правила безпеки під час роботи з речовинами й суворо дотримуйтеся їх.

Завдання 1. Дослідіть вплив площі поверхні контакту реагентів на швидкість хімічної реакції.

Дослід 1. Покладіть в одну пробірку гранулу цинку, а в другу — таку саму масу порошку. До кожної з пробірок долийте хлоридну кислоту однакового об'єму. Опишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Завдання 2. Дослідіть вплив концентрації реагентів на швидкість хімічної реакції.

Дослід 2. Покладіть у дві пробірки по гранулі цинку. Долийте хлоридну кислоту різної концентрації: у першу пробірку — нерозведена, у другу — наполовину розведена водою. Опишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Завдання 3. Дослідіть вплив температури на швидкість хімічної реакції.

Дослід 3. Покладіть у дві пробірки по гранулі цинку. Долийте хлоридну кислоту так, щоб вона вкрила поверхню цинку. Нагрійте одну з пробірок, а другу залиште для порівняння. Опишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Результати досліджень запишіть у таблицю в зошиті. Зробіть загальний висновок.

Реагенти	Результати спостережень. Рівняння окисно-відновної реакції	Висновок
<i>Дослід 1</i>		
<i>Дослід 2</i>		
<i>Дослід 3</i>		

Загальний висновок: _____.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Хімічна кінетика** — учення про швидкість хімічних реакцій і механізм їхнього перебігу.
- **Швидкість хімічних реакцій** визначають зміною концентрації реагенту або продукту реакції за одиницю часу в одиниці об'єму.
- Швидкість хімічної реакції залежить від таких чинників: 1) **природи речовин, що реагують**; 2) **концентрації реагентів**; 3) **площі поверхні контакту реагентів**; 4) **температури**; 5) **наявності каталізатора**.
- Усі зазначені вище чинники впливають на зростання частоти зіткнень між частинками речовин, а отже, пришвидшують перебіг хімічних реакцій.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Поясніть, як ви розумієте поняття «швидкість хімічної реакції».
2. Наведіть приклади реакцій, що відбуваються з різною швидкістю за певний проміжок часу.
3. Назвіть чинники, які впливають на швидкість хімічної реакції.
4. Позначте два чинники, що вплинуть на швидкість хімічної реакції, поданої схемою $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2 \uparrow$.
А температура **Б** тиск
В каталізатор **Г** площа поверхні контакту реагентів
5. Укажіть, між якими речовинами швидкість хімічної реакції залежить від тиску.
А взаємодія міді з киснем
Б взаємодія розчинів сульфатної кислоти й барій гідроксиду
В взаємодія кальцій карбонату з хлоридною кислотою
Г взаємодія водню з азотом
6. Укажіть, у якій з пробірок (I чи II) і чому реакція відбуватиметься швидше, якщо до однакових порцій натрій сульфату долити по 2 мл хлоридної кислоти, розведеної так: I — 1 : 4; II — 1 : 8.
А у I, бо концентрація кислоти менша
Б у II, бо концентрація кислоти більша
В у I, бо концентрація кислоти більша
Г у II, бо концентрація кислоти менша
7. Укажіть, у якій з пробірок (I чи II), що містять однакові порції порошоків цинку й заліза, до яких долили розчин сульфатної кислоти однакової концентрації об'ємом по 2 мл, реакція відбуватиметься повільніше й чому.
А у II, бо залізо менш активне, ніж цинк
Б у II, бо залізо активніше за цинк
В у I, бо цинк активніший за залізо
Г у I, бо залізо активніше за цинк



§ 18. ОБОРОТНІ Й НЕОБОРОТНІ РЕАКЦІЇ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *формулювати визначення понять «пряма реакція», «оборотна реакція»;*
- *розрізняти оборотні й необоротні реакції;*
- *наводити приклади оборотних і необоротних реакцій;*
- *складати рівняння оборотних реакцій.*



Пригадайте умови, за яких хімічні реакції відбуваються.

ОБОРОТНІ Й НЕОБОРОТНІ РЕАКЦІЇ. За напрямом перебігу реакції поділяють на оборотні й необоротні. Під час вивчення електролітичної дисоціації ви ознайомилися з реакціями електролітів у розчинах, які завершуються повним перетворенням реагентів на продукти. До них належать реакції, що відбуваються з випаданням осаду, виділенням газу, утворенням води або іншої малодисоційованої речовини.

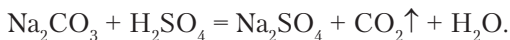
Усі попередні реакції взаємодії металів з кислотами, кислот з лугами, металів з неметалами, які ви вивчали, є необоротними, оскільки з отриманих продуктів не можна добути реагенти. Про такі реакції кажуть, що вони відбуваються в одному напрямі.



Хімічні реакції, що відбуваються в одному напрямі й завершуються повним перетворенням реагентів на продукти реакції, називають **необоротними**.

Наприклад, проведемо дослід взаємодії натрій карбонату з розчином сульфатної кислоти.

Дослід 1. Взаємодія натрій карбонату з розчином сульфатної кислоти. У пробірку насиплемо порошок натрій карбонату й долемо розчин сульфатної кислоти:



Реакція припиниться тоді, коли один з реагентів витратиться повністю.

Добути натрій карбонат і сульфатну кислоту з утворених продуктів практично неможливо.

Отже, ця реакція необоротна, бо під час її перебігу забезпечуються дві умови: виділився газ й утворилася вода.

Дослід 2. Реакція розкладу амоній хлориду. Насиплемо кристали амоній хлориду масою 2,5–3 г у велику пробірку. Отвір пробірки закриємо корком із скловати й нагріватимемо вміст пробірки. Амоній хлорид розкладається з утворенням амоніаку та гідроген хлориду. Згодом у верхній частині пробірки збирається густий дим, що свідчить про взаємодію утворених продуктів між собою. Продуктом реакції є сіль амоній хлорид.

Отже, у пробірці одночасно відбуваються дві реакції: пряма — розклад амоній хлориду та зворотна — утворення вихідної речовини (рис. 60, с. 118).

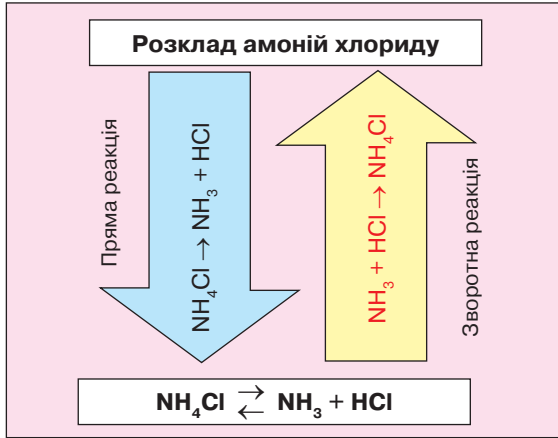


Рис. 60. Схема прямої та зворотної реакцій розкладу й утворення амоній хлориду



Хімічні реакції, які одночасно відбуваються у двох протилежних напрямках (прямому й зворотному), називають **оборотними**.

У рівняннях оборотних реакцій замість знака « \rightleftharpoons » ставлять дві стрілки, спрямовані в протилежних напрямках.

Оборотною є реакція взаємодії водню з йодом. Утворення молекул гідроген йодиду (рис. 61, а) — це пряма реакція, а розклад утвореного продукту на водень і йод (рис 61, б) — зворотна.

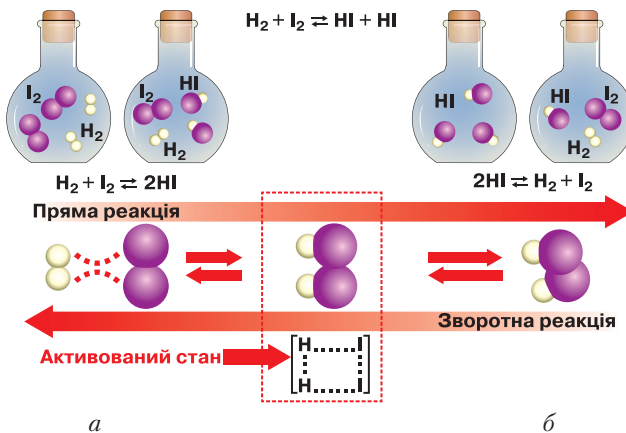
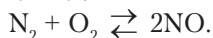


Рис. 61. Схема прямої (а) і зворотної (б) реакцій утворення та розкладу гідроген йодиду

Вивчаючи кристалогідрати, ви ознайомилися з оборотною реакцією, яка відбувається під час сильного нагрівання мідного купоросу. Утворюється безводна сіль купрум(II) сульфат. Зневоднюючись, кристалогідрат змінює забарвлення. Утворена безводна сіль має білий колір. Але якщо до неї додати кілька крапель води, то забарвлення зміниться на попереднє. Пряму й зворотну реакцію подамо таким рівнянням:



Оборотні реакції відбуваються в природі. Під час грози температура в зоні електричного розряду становить 2000 °С, унаслідок чого азот і кисень, що містяться в повітрі, взаємодіють між собою. Утворюється нітроген(II) оксид. Однак продукт цієї реакції є нестійкою речовиною й легко розкладається на реагенти. Ці процеси відображає таке рівняння:



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- Хімічні реакції, що відбуваються в одному напрямі й завершуються повним перетворенням реагентів на продукти реакції, називають **необоротними**.
- Хімічні реакції, які одночасно відбуваються у двох протилежних напрямках, називають **оборотними**.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Назвіть чинник, який узято за основу класифікації хімічних реакцій на оборотні й необоротні.
2. Сформулюйте визначення реакцій: а) необоротних; б) оборотних.
3. Наведіть приклади реакцій: а) необоротних; б) оборотних.
4. Укажіть, які з поданих реакцій є необоротними.
A $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$
Б $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
В $2\text{H}_2\text{O} = \text{O}_2 + 2\text{H}_2$
Г $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$
5. Допишіть рівняння реакцій, поставте коефіцієнти й укажіть оборотні реакції:
 а) $\text{BaO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$; б) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{HCl} \rightarrow \dots$; в) $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \dots$; г) $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \dots$; д) $\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ} \dots$.
6. Під час взаємодії барій нітрату з натрій карбонатом утворився барій карбонат масою 59,1 г. Обчисліть маси реагентів.

7. Натрій карбонат повністю прореагував з розчином сульфатної кислоти масою 98 г, масова частка якої становить 0,3. Обчисліть маси утвореної солі й води та об'єм карбон(IV) оксиду.
8. Під час кип'ятіння води в чайнику з'являється карбонатна плівка, яка поступово стає товстішою. Запропонуйте доступний спосіб очищення чайника від кальцій і магній карбонатів за участю реакцій обміну. Напишіть рівняння реакцій. Укажіть тип реакцій щодо напрямку перебігу.
9. Вивчаючи реакції йонного обміну, ви спостерігали, що відбувається: а) знебарвлення підфарбованого розчину луку; б) випадаеться осад; в) виділяється газ. Підберіть розчини речовин, щоб реакції між ними були спостережувані. Напишіть рівняння в молекулярній і йонній формах.



ЦІКАВО ЗНАТИ

• Досліджуючи поновлювані джерела енергії, учені пропонують нові розробки, у яких чимало уваги приділяють сонячній енергії. Один з таких процесів — прототип фотосинтезу. Для досягнення результату використовують церій(IV) оксид, що проявляє природну здатність не тільки поглинати, а й виділяти кисень, залежно від того, нагрівається він чи охолоджується.

Швейцарські дослідники використали кварцове скло з малою щільністю, у якому зосереджується сонячне світло, і спрямували його на церій(IV) оксид, який помістили в резервуар з водою та карбон(IV) оксидом (вуглекислим газом). У результаті реакції отримали водень і карбон(II) оксид, які змішуються й утворюють паливо. Продукти синтезу можна вільно зберігати й транспортувати.

Характерною особливістю синтезу є те, що рідкісноземельний метал церій, який використовується, найчастіше трапляється в природі. Тому він матеріально вигідний та економний для масового виробництва палива.

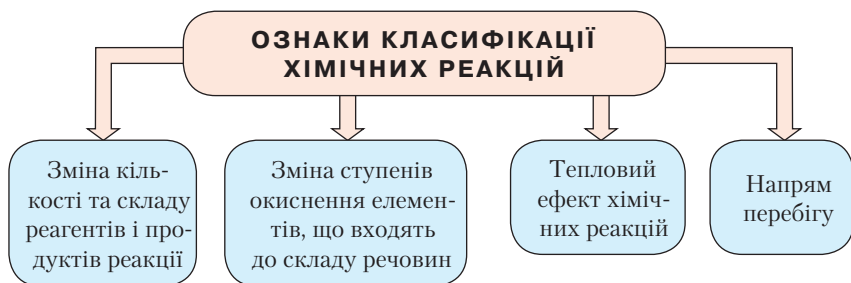
• Вихлопні гази автотранспорту містять нітроген(II) оксид, що утворюється у двигунах внутрішнього згоряння за високих температур. На повітрі він окиснюється до нітроген(IV) оксиду, який розкладається на вихідні речовини. Реакція оборотна: $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$. Як наслідок у повітрі зростає вміст оксидів Нітрогену, а під час дощу утворюється нітратна кислота.



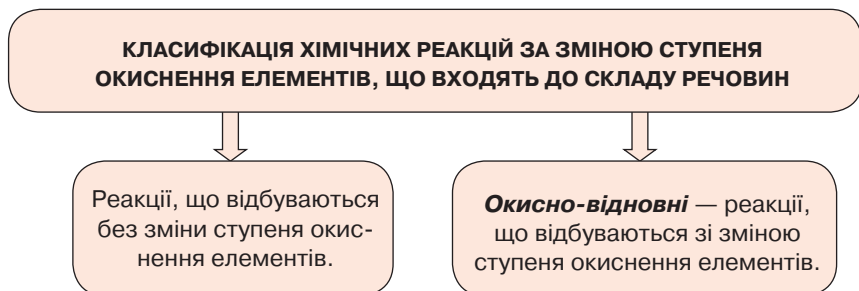
НАВЧАЛЬНИЙ ПРОЕКТ

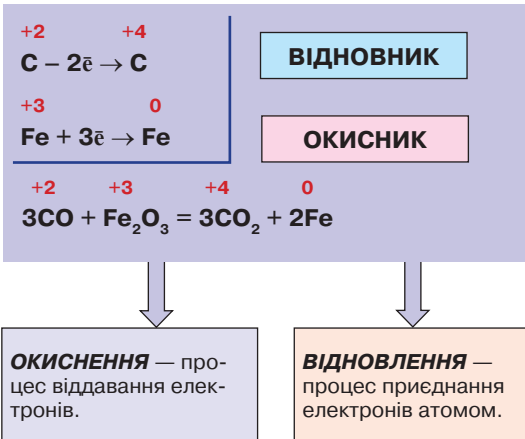
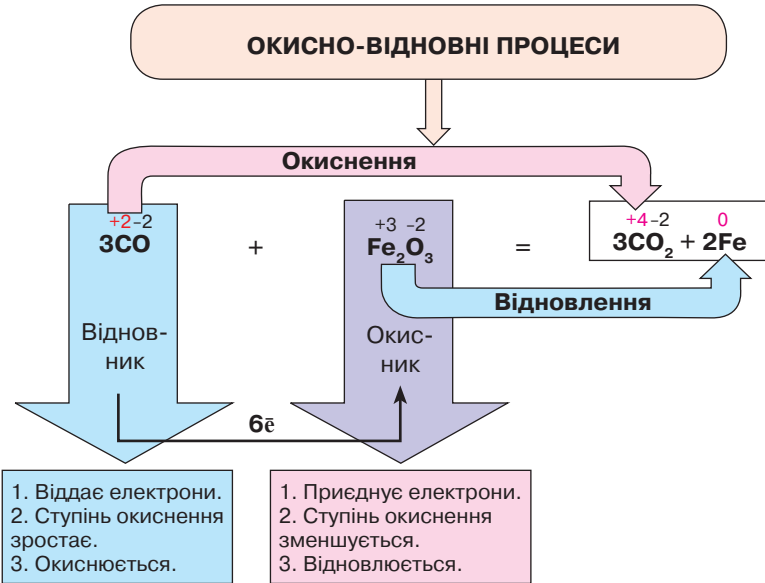
- I. Оберіть самостійно або з допомогою вчителя тему навчального проекту з тих, що наведені нижче.
 1. Ендотермічні реакції, які використовує людина.
 2. Екзотермічні реакції в життєдіяльності живих організмів.
- II. Виконайте проект з обраної теми.
- III. Проведіть презентацію проекту.

ПОВТОРЮЄМО Й УЗАГАЛЬНЮЄМО ТЕМУ 2 «ХІМІЧНІ РЕАКЦІЇ»



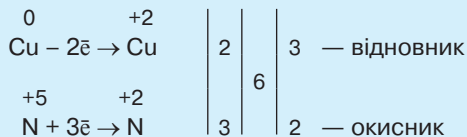
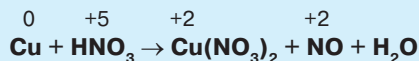
Класифікація хімічних реакцій за зміною кількості та складу реагентів і продуктів реакції			
Тип	Визначення	Приклад	Загальне рівняння
Реакції сполучення	Реакції, у результаті яких із двох або кількох речовин утворюється одна нова складна речовина.	$Fe + S = FeS;$ $2CO + O_2 = 2CO_2$	$A + B = C$
Реакції розкладу	Реакції, у результаті яких з однієї складної речовини утворюються дві або більше нових речовин.	$CaCO_3 = CaO + CO_2 \uparrow;$ $2H_2O_2 = 2H_2O + O_2 \uparrow$	$C = A + B$
Реакції заміщення	Реакції між простою та складною речовинами, під час яких атоми простої речовини заміщують атоми одного з елементів у складній речовині.	$2Al + 3H_2SO_4 = Al_2(SO_4)_3 + 3H_2 \uparrow$	$A + BC = AC + B$
Реакції обміну	Реакції між двома складними речовинами, під час яких вони обмінюються своїми складовими частинами.	$ZnCl_2 + 2NaOH = Zn(OH)_2 \downarrow + 2NaCl$	$AB + CD = AD + CB$





Кількість електронів, що віддає *відновник*, завжди дорівнює кількості електронів, які приєднує *окисник*.

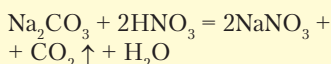
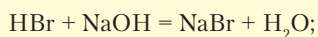
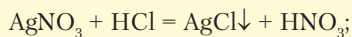
Добір коефіцієнтів за допомогою електронного балансу



ХІМІЧНІ РЕАКЦІЇ

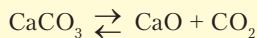
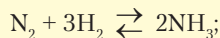
Необоротні —

реакції, що відбуваються в одному напрямі до повного перетворення реагентів на продукти реакції:



Оборотні —

реакції, що за однакових умов відбуваються у двох протилежних напрямках:



Швидкість хімічної реакції — зміна концентрації реагенту або продукту реакції за одиницю часу в одиниці об'єму.

Залежить від:

- 1) природи речовин, що реагують;
- 2) концентрації реагентів;
- 3) площі поверхні контакту реагентів;
- 4) температури;
- 5) наявності каталізатора.

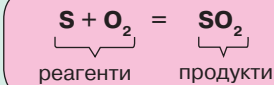


ТЕПЛОВИЙ ЕФЕКТ ХІМІЧНОЇ РЕАКЦІЇ

Екзотермічні — реакції, що відбуваються з виділенням тепла.

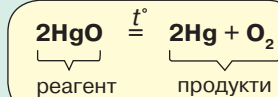
Ендотермічні — реакції, що відбуваються з поглинанням тепла.

Тепловий ефект хімічної реакції — кількість тепла, що виділяється або поглинається під час реакції.



$$E_{\text{реар.}} > E_{\text{прод.}}; \Delta H < 0$$

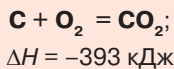
Реакція екзотермічна



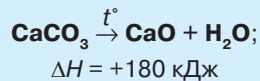
$$E_{\text{реар.}} < E_{\text{прод.}}; \Delta H > 0$$

Реакція ендотермічна

Хімічне рівняння, у якому зазначено тепловий ефект хімічної реакції, називають **термохімічним**.



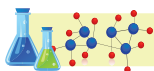
Реакція екзотермічна



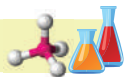
Реакція ендотермічна

Тема 3

ПОЧАТКОВІ ПОНЯТТЯ ПРО ОРГАНІЧНІ СПОЛУКИ



ВУГЛЕВОДНІ



§ 19. ОСОБЛИВОСТІ ОРГАНІЧНИХ СПОЛУК



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *знати* спільні та відмінні ознаки органічних і неорганічних речовин;
- *розрізняти* органічні та неорганічні речовини; основний і збуджений стан атома;
- *характеризувати* склад органічних сполук; особливості будови атома Карбону; утворення ковалентного зв'язку в органічних сполуках;
- *порівнювати* органічні й неорганічні речовини за складом;
- *складати* молекулярні та структурні формули органічних речовин.

Поняття про органічні речовини. Органічні речовини вивчає окрема галузь хімії — *органічна хімія*. Назва цих речовин тепер, на початку ХХІ ст., не зовсім відповідає дійсності, оскільки органічні речовини не є тільки продуктом живих організмів, як вважали хіміки-дослідники на початку ХІХ ст. Власне, терміни «органічні речовини» й «органічна хімія» уперше запропонував шведський хімік Є. Я. Берцеліус, який стверджував, що органічні речовини поза організмами існувати не можуть.

На початку ХІХ ст. стрімкого розвитку набули медицина, виробництво барвників, вибухових речовин, нафтопереробна й текстильна промисловості. Учені вирішили дослідити склад і властивості органічних речовин. З'ясувалося, що до складу органічних речовин входить дуже мала кількість елементів, зокрема Карбон, Гідроген, Оксиген, Нітроген, Фосфор.

Це дало поштовх до синтезу органічних речовин у лабораторних умовах. У 1924 р. з неорганічних сполук було синтезовано шавлеву

кислоту (Ф. Велер), а в 1928 р. — сечовину. Також синтезували оцтову кислоту, жири, вуглеводи. Отже, було спростовано твердження про те, що органічні речовини є суто продуктом живих організмів.

На основі цих досліджень у середині XIX ст. було сформульовано нове визначення органічних речовин. **Органічні речовини** — це сполуки Карбону, а **органічна хімія** — хімія сполук Карбону.

Нині працює ціла індустрія із синтезу органічних речовин і разом з природними їх нараховують більше ніж 30 млн. Однак назва «органічні речовини» збереглася; до них належать сполуки Карбону, окрім оксидів, карбонатної кислоти та її сполук.

У повсякденному житті ми користуємося предметами, виготовленими з органічних речовин. Щоденно вживаємо їжу, до складу якої входять вуглеводи, білки, жири, вітаміни. Вони є будівничими організму людини, рослинних і тваринних організмів й одночасно постачають їм поживні речовини для перебігу біохімічних процесів.

Переробкою багатьох речовин органічного походження добувають значну кількість штучних і синтетичних речовин.

Спільні й відмінні ознаки органічних і неорганічних речовин. Розгляньте уважно *таблицю 9*. Зверніть увагу на спільні й відмінні ознаки між органічними й неорганічними речовинами. Проаналізуйте їх.

Таблиця 9

Спільні й відмінні ознаки органічних і неорганічних речовин

Органічні речовини		Неорганічні речовини	
Відмінні ознаки органічних і неорганічних речовин			
1	До складу здебільшого входять 6 елементів: Карбон, Гідроген, Оксиген, Нітроген, у меншій кількості — Фосфор і Сульфур.	1	До складу входять багато елементів періодичної системи хімічних елементів.
2	Валентність Карбону в органічних сполуках — тільки IV.	2	Валентність Карбону в сполуках — II, IV.
3	Тип хімічного зв'язку — ковалентний (іноді йонний).	3	Тип хімічного зв'язку — ковалентний, йонний, металічний.
4	Кристалічні ґратки — переважно молекулярні, мають низькі температури плавлення й кипіння.	4	Кристалічні ґратки переважно атомні, йонні, тому мають високі температури плавлення й кипіння. Меншою мірою — молекулярні.

Органічні речовини		Неорганічні речовини	
Відмінні ознаки органічних і неорганічних речовин			
5	Усі горять з утворенням вуглекислого газу й води, екзотермічні реакції.	5	Реакції горіння притаманні небагатьом речовинам. Є екзо- й ендотермічні реакції.
6	Майже нерозчинні у воді.	6	Чимало речовин добре розчиняються у воді.
7	Реакції між речовинами відбуваються повільно, можуть мати кілька напрямів.	7	Більшість реакцій відбувається миттєво з випаданням осаду, виділенням газу, утворенням води або іншої малодисоційованої речовини.
8	У рівняннях реакцій між реагентами та продуктами ставлять стрілку «→».	8	У рівняннях реакцій між реагентами та продуктами ставлять знак «=».
Спільні ознаки органічних і неорганічних речовин			
1	Неорганічні й органічні речовини мають склад, будову та властивості, що обґрунтовані однаковими законами й теоріями.		
2	Серед органічних речовин є розчинні у воді сполуки. У водних розчинах деякі з них дисоціюють на йони, тобто є електролітами.		
3	Взаємоперетворення неорганічних й органічних речовин (згадані вище синтези) проявляється в процесі колообігів елементів-органогенів, речовин; це явище свідчить про єдність усієї природи.		

Особливості будови атома Карбону. У першій половині XIX ст. в органічній хімії накопичилося чимало фактів, які важко було пояснити. Насамперед – утворення великої кількості органічних сполук з незначної кількості хімічних елементів. Синтезуючи органічні речовини, отримували такі, що мали однаковий якісний і кількісний склад, але різні властивості. Завдяки тривалим дослідженням науковців ці явища дістали обґрунтування. Зокрема, було встановлено, що: 1) атоми сполучаються між собою відповідно до їх валентності; 2) атоми Карбону в органічних сполуках – чотиривалентні; 3) атоми Карбону виявляють здатність сполучатися між собою з утворенням ланцюгів різної будови та складу.

Чотиривалентність атомів Карбону та його здатність утворювати карбонові ланцюги різної будови було пояснено на основі електронної будови атомів.



Пригадайте будову електронних оболонок атома Карбону, його електронну формулу.

Елемент Карбон, що має заряд ядра атома +6, у своїй електронній оболонці містить шість електронів, які розташовані на двох енергетичних рівнях: на першому — 2, а на зовнішньому — 4. Електронна формула — $1s^22s^22p^2$. На зовнішньому енергетичному рівні атома, що перебуває в основному стані, є два спарені s -електрони та два неспарені p -електрони (рис. 62).

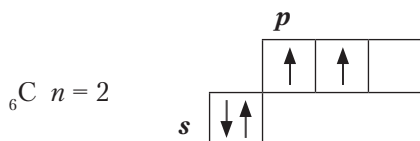


Рис. 62. Графічне відображення атома Карбону в основному стані

Як показано на *рисунку 62*, атом Карбону в основному стані має одну вільну p -орбіталь.

Під час хімічних реакцій один s -електрон, поглинувши певну порцію енергії, переходить на вільну p -орбіталь. Такий стан атома Карбону називають *збудженим*. Відповідно на зовнішньому енергетичному рівні є чотири неспарені електрони, за допомогою яких атом Карбону утворює **ковалентні зв'язки**. Атом Карбону — **чотиривалентний** (рис. 63).

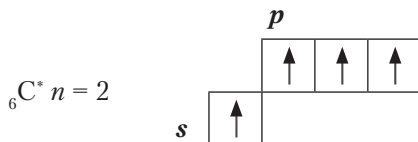


Рис. 63. Графічне відображення атома Карбону в збудженому стані

Отже, в органічних сполуках атоми Карбону перебувають у збудженому стані. Механізм утворення хімічних зв'язків між атомами Карбону й інших елементів ви вивчатимете поступово, засвоюючи інформацію про вуглеводні та інші органічні сполуки.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Органічні речовини** — це сполуки Карбону, які вивчає органічна хімія.
- Органічні речовини є продуктами хімічних перетворень у живих організмах і синтезу в лабораторних умовах та промисловості.

- Різкої межі між органічними та неорганічними речовинами немає, вони взаємоперетворюються, хоча в багатьох випадках мають відмінності.
- Для органічних сполук властиві такі ознаки: містять у своєму складі незначну кількість хімічних елементів, хоча кількість цих сполук велика; ковалентні сполуки з молекулярними кристалічними ґратками; горіння з утворенням вуглекислого газу й води; більшість із них нерозчинні у воді.
- Атом Карбону в органічних сполуках перебуває в збудженому стані, унаслідок чого є чотиривалентним.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Поясніть, звідки пішла назва «органічна хімія» і чи відповідає вона сучасним уявленням про органічні речовини.
2. Назвіть елементи, що входять до складу органічних речовин.
3. Охарактеризуйте відмінні й спільні ознаки органічних і неорганічних сполук.
4. Поясніть, чому атом Карбону в органічних сполуках — чотиривалентний.
5. Наведіть приклади органічних речовин природного походження й синтетичних.



§ 20. МЕТАН ЯК ПРЕДСТАВНИК НАСИЧЕНИХ ВУГЛЕВОДНІВ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *знати* молекулярну та структурну формули метану;
- *пояснювати* склад і будову молекули метану, утворення хімічних зв'язків, фізичні властивості;
- *характеризувати* хімічні властивості метану;
- *складати моделі* молекули метану (кулестержневу й масштабну) і пояснювати їх;
- *обґрунтовувати* застосування метану та вплив продуктів його переробки на довкілля.

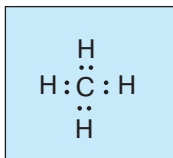
Склад молекули метану. З курсу неорганічної хімії вам відомо, що неметалічні елементи мають здатність утворювати леткі сполуки з Гідрогеном.



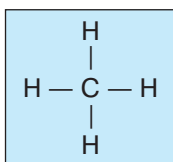
Визначте склад леткої сполуки Карбону з Гідрогеном, користуючись періодичною системою хімічних елементів (див. перший форзац).

Отже, до складу молекули метану входять один атом Карбону й чотири атоми Гідрогену. Хімічна формула — CH_4 . Як відомо, атом Карбону, утворюючи сполуку, перебуває в збудженому стані. Саме тому він може утворити чотири ковалентні зв'язки з чотирма атомами Гідрогену.

На основі молекулярної формули можна скласти електронну, позначивши пари електронів, що утворюють ковалентні зв'язки, крапками:



Якщо замінити крапки на риски, отримаємо структурну формулу:



Зі структурними формулами ви ознайомилися у 8 класі. Вони показують послідовність розташування атомів у молекулах, але не дають справжніх уявлень про їх орієнтацію в просторі. Для того щоб уявити розташування атомів у молекулах речовин, використовують *метод моделювання*.

Метод моделювання та його значення. Там, де не можна спостерігати будову речовини або явище, застосовують *метод моделювання*. У науці моделювання розглядають як один з методів пізнання навколишнього світу, а модель — як замітник, аналог об'єкта, який до певної міри відтворює його особливості. Вам добре відомі знакові моделі, якими ви повсякчас користуєтеся, зокрема: символи хімічних елементів, формули хімічних речовин і рівняння, що відтворюють перебіг реакцій.

В органічній хімії ви ознайомитеся з *матеріальними моделями*. Це моделі молекул органічних речовин. Вони дають змогу чіткіше уявити будову молекул у тривимірному просторі.

Для моделювання в умовах шкільного кабінету використовують кулестержневі та масштабні моделі молекул. Кулестержневу модель конструюють за допомогою кульок і стержнів, які ви можете самостійно виготовити. У масштабних моделях розміри атомів і зв'язки

передаються точніше. Моделі будови органічних речовин виготовляють із пластиліну (кульки) і сірників (стержні).

Щоб виготовити модель молекули метану, необхідно з'ясувати, як утворюються ковалентні зв'язки між атомом Карбону й атомами Гідрогену.

Будова молекули метану. Досліджуючи будову вуглеводнів, учені довели, що молекула метану має форму тетраедра. У центрі тетраедра розташований атом Карбону, сполучений ковалентними зв'язками з атомами Гідрогену, розміщеними на вершинах. Кут між зв'язками — $109,5^\circ$ (рис. 64).

Ковалентні зв'язки утворюються за рахунок одного s - і трьох p -електронів атома Карбону й s -електронів атомів Гідрогену.

Якщо використати кульки й стержні, будова молекули матиме такий вигляд, як зображено на *рисунку 65*. Це кулестержнева модель молекули. Масштабну модель зображено на *рисунку 66*.

Отже, молекула метану має форму правильної трикутної піраміди. Усі валентні електрони атома Карбону взяли участь в утворенні хімічних зв'язків. Можна зробити висновок, що метан є **насиченим вуглеводнем**.



Виготовте самостійно кулестержневу та масштабну моделі молекул метану, дотримуючись тетраедричної форми молекули.

Фізичні властивості метану та поширення в природі. Метан — це газ, що становить 75–98 % об'ємних часток природного газу. Не має запаху й кольору, майже вдвічі легший за повітря, малорозчинний у воді.

Здебільшого метан входить до складу природного газу, супутніх нафтових газів, є в пластах кам'яного вугілля. Метан часто називають **болотним газом**, тому що він утворюється на дні болотистих річок і озер

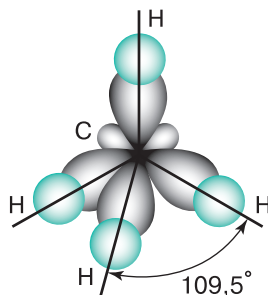


Рис. 64. Розташування орбіталей у просторі

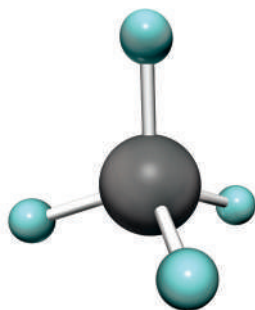


Рис. 65. Кулестержнева модель молекули метану

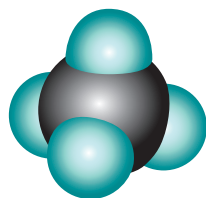


Рис. 66. Масштабна модель молекули метану



Рис. 67. Альтернативні джерела енергії

від розкладання та бродіння рослинних решток. Однак запаси природного газу з часом вичерпуються й не відновлюються. Тому вчені шукають альтернативні джерела енергії. В Україні до них належать метаногідрати, що містяться в метаногідратних покладах шельфів Чорного й Азовського морів. Їх скупчення виявлено на глибині від 300 до 2000 м поблизу берегів. Ці поклади мають вигляд сірого льоду, у порожнинах якого є метан.

Сировиною слугували відмерлі рослини, рештки тваринних організмів, які потрапляють у води рік, морів та океанів.

До альтернативних джерел енергії належить і біогаз. Він утворюється під час мікробіологічного розкладу біомаси або біовідходів. Біогаз містить у своєму складі 55–75 % метану.



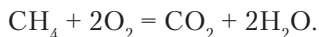
Поясніть, які альтернативні джерела енергії зображено на *рисунку 67*.

Важливо знати, що метан потрапляє в атмосферу внаслідок господарської діяльності людини. Разом з вуглекислим газом він є причиною парникового ефекту.



Пригадайте, яку шкоду спричиняє парниковий ефект і які заходи вам відомі щодо його попередження.

Хімічні властивості метану. Вивчаючи ознаки відмінності органічних і неорганічних речовин, ви дізналися, що всі органічні сполуки горять. Унаслідок горіння метану утворюється карбон(IV) оксид і вода. Рівняння реакції **повного окиснення** (рис. 68):



За продуктами горіння можна довести, що метан складається з Карбону та Гідрогену. Для цього проведемо досліди.

Дослід 1. Запалимо метан і над його полум'ям потримаємо холодний предмет. На його поверхні утворюються крапельки води.

Дослід 2. Сполоснемо скляний циліндр вапняною водою та потримаємо, як і в першому досліді, над горючим газом. Згодом стінки циліндра помутніють, що свідчить про наявність вуглекислого газу.

Отже, під час горіння відбувається окиснення Карбону й Гідрогену, які входять до складу молекули метану. Досліди є яскравим підтвердженням якісного складу метану.

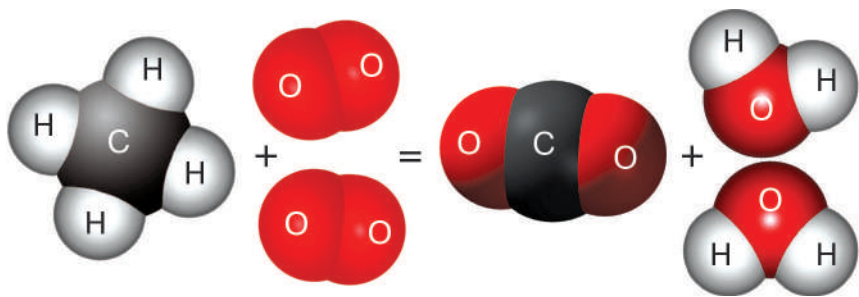


Рис. 68. Схема реакції горіння метану

Ураховуючи класифікацію реакцій за тепловим ефектом, визначаємо, що ця реакція *екзотермічна*, тобто відбувається з виділенням великої кількості тепла.



Складіть самостійно термохімічне рівняння реакції, якщо її тепловий ефект становить 890 кДж/моль.

За нестачі кисню **метан окиснюється частково**. У цьому випадку замість вуглекислого газу виділяється вуглець або карбон(II) оксид. Карбон(II) оксид інакше називають *чадним газом*. Він згубно діє на організм людини. Це треба пам'ятати під час використання палива в печах чи приладах побутового призначення. Рівняння реакцій:



У суміші з киснем 1 : 2, а з повітрям 1 : 5 метан вибухонебезпечний. Вибухи метану відбуваються в копальнях кам'яного вугілля, можуть статися й у житлових приміщеннях, якщо необережно поводитися з газом.

Працюючи в лабораторіях, а також у побуті необхідно дотримуватися правил безпеки. За наявності запаху (до природного газу спеціально додають запашні речовини з неприємним запахом) треба добре провітрити приміщення, а в разі потреби – викликати аварійну газову службу.



Пригадайте, які реакції називають *реакціями заміщення*.

Метан, як насичений вуглеводень, вступає в реакції **заміщення** з галогенами. Типовою є реакція хлорування, що відбувається під час яскравого освітлення суміші метану з хлором або за сильного нагрівання.

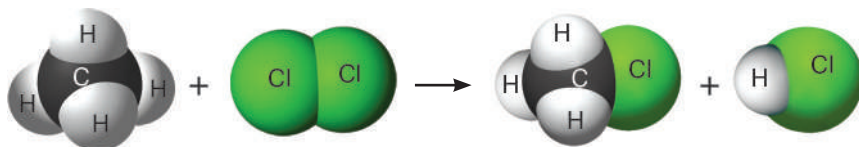
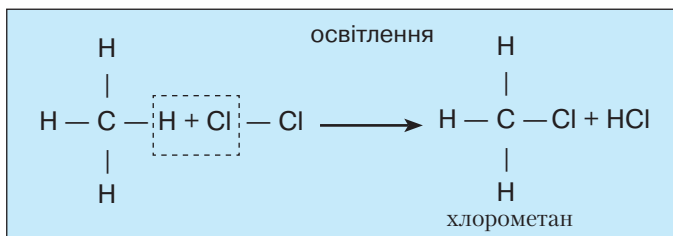
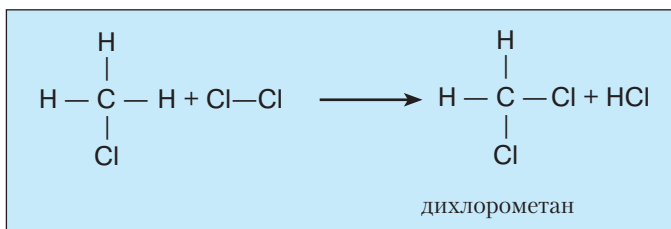


Рис. 69. Схема реакції хлорування метану (I стадія)

Продуктами реакції є хлорометан і гідроген хлорид (рис. 69).

Реакція хлорування метану на цьому не закінчується, а триває далі, послідовно заміщуючи атоми Гідрогену атомами Хлору. На II стадії хлорометан далі реагує з хлором.

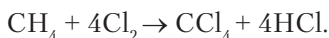


Продуктами III та IV стадій є трихлорометан CHCl_3 і тетра-хлорометан CCl_4 .



Напишіть самостійно рівняння реакцій ще двох стадій хлорування метану та молекулярні рівняння реакцій.

Сумарне молекулярне рівняння реакції хлорування метану:



Метан є хімічно стійкою речовиною. Під час пропускання його крізь розчини кислот і лугів реакції не відбуваються. Він стійкий і до дії сильних окисників, а реакції заміщення відбуваються тільки за сильного нагрівання.

Отже, метан проявляє низьку хімічну активність під час хімічних реакцій.





Застосування метану та продуктів хімічних перетворень метану.

Метан широко використовують як джерело теплової енергії в промисловості та побуті для обігріву приміщень, приготування їжі. Ним (у складі природного газу) наповнюють балони, які замінюють паливо в побуті там, де не проведена газова магістраль. Це паливо легко транспортується. Крім того, це один з видів пального для двигунів внутрішнього згорання. У промисловості – сировина для синтезу багатьох неорганічних та органічних сполук. Виділення великої кількості тепла під час горіння метану використовують для різання та зварювання металів.

Не менш важливими є продукти хімічних перетворень метану (табл. 10).

Таблиця 10

Застосування продуктів хімічних перетворень метану

Назва	Хімічна формула	Застосування
Сажа	C	Виготовлення друкарських фарб, гуми, барвників
Водень	 H ₂	Відновник металів на металургійних виробництвах, у великій кількості витрачається на синтез амоніаку й інших речовин
Хлорометан	 CH ₃ Cl	У синтезі багатьох органічних речовин, зокрема силіконових полімерів; як розчинник для видалення плям від жиру та слідів смол; ракетне паливо, гербіциди
Дихлорометан	 CH ₂ Cl ₂	Розчинник лаків, смол, жирів; як клей для склеювання пластику; добування пестицидів; виготовлення деяких фармацевтичних препаратів, ароматизаторів; як місцевий анестетик
Трихлорометан	 CHCl ₃	Для місцевого й загального наркозу; виробництва фреонів, пестицидів; як розчинник у фармацевтичній промисловості
Тетрахлорометан	CCl ₄	Як холодоагент, розчинник; засіб для гасіння пожеж у вогнегасниках; у медицині



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Метан** — найпростіша за будовою органічна сполука, до складу молекули якої входять один атом Карбону й чотири атоми Гідрогену.
- Щоб чітко уявляти просторову будову молекул, в органічній хімії використовують **метод моделювання**. У науці це один з методів пізнання навколишнього світу, а модель — замітник, аналог об'єкта.
- Молекула метану має форму тетраедра. У центрі тетраедра — атом Карбону, у якого один *s*- і три *p*-електрони утворюють ковалентні зв'язки із *s*-електронами чотирьох атомів Гідрогену на його вершинах. Кут між ними становить $109,5^\circ$.
- **Метан** — це газ, що входить до складу природного газу (75–98 % об'ємних часток). Не має запаху й кольору, майже вдвічі легший за повітря, малорозчинний у воді.
- Для метану характерні хімічні властивості: **повне окиснення** (горіння); **неповне окиснення** (за нестачі кисню); **реакції заміщення з галогенами**.
- Метан і продукти його хлорування набули широкого застосування в хімії органічного синтезу, медицині, у фармацевтичній промисловості як розчинники лаків, смол і жирів.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Поясніть склад і будову молекули метану.
2. Поясніть, використавши знання з географії, поширення метану в природі.
3. Охарактеризуйте властивості метану: а) фізичні; б) хімічні.
4. Обчисліть відносну густину метану за: а) воднем; б) гелієм.
5. Укажіть масову частку Карбону в складі метану.
А 75,2 % **Б** 75,5 % **В** 75 % **Г** 75,3 %
6. Укажіть, який реактив треба використати, щоб серед продуктів горіння метану виявити вуглекислий газ.
А CaCO_3 **Б** $\text{Ca}(\text{OH})_2$ **В** CaO **Г** CaCl_2
7. Обчисліть об'єм вуглекислого газу (н. у.), що утвориться внаслідок повного згорання метану кількістю речовини 20 моль.
8. У суміші метану з азотом об'ємом 30 л масова частка азоту становить 0,05. Обчисліть маси продуктів першої стадії хлорування метану.



§ 21. ГОМОЛОГИ МЕТАНУ, ЇХНІ МОЛЕКУЛЯРНІ ФОРМУЛИ ТА НАЗВИ. ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ГОМОЛОГІВ МЕТАНУ



Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- *називати* перші десять представників гомологічного ряду метану; загальну формулу;
- *складати* молекулярні й структурні формули перших десяти гомологів ряду метану;
- *пояснювати* просторову будову карбонового ланцюга; склад молекул, молекулярні та структурні формули гомологів метану; суть утворення гомологів; фізичні та хімічні властивості гомологів метану, їх застосування; молекулярну та структурну формули метану;
- *виготовляти* моделі молекул гомологів метану.

Гомологи метану, склад і будова. Крім метану, у природному газі, супутних нафтових газах наявні речовини, що містять у своєму складі два елементи — Карбон і Гідроген. Вони, як і метан, є насиченими. Групу насичених вуглеводнів, за міжнародною номенклатурою, називають **алканами**. Подібні за будовою та властивостями насичені вуглеводні отримали назву «гомологи метану». Власне слово «гомолог» означає «подібний». Отже, речовини, про які йтиметься, за складом і властивостями є гомологами метану.

Представником ряду метану є насичений вуглеводень — **етан**, хімічний склад якого виражає формула C_2H_6 . Звернемося до демонстрації моделі молекули, щоб краще усвідомити утворення хімічних зв'язків у молекулі етану (рис. 70, 71).

Отже, у молекулі етану, порівняно з молекулою метану, на один атом Карбону та два атоми Гідрогену більше, тобто відмінність полягає в кількості атомів на групу — CH_2 —.

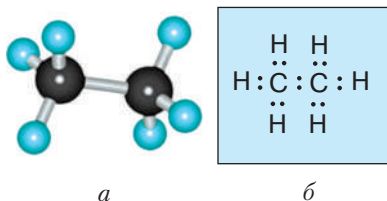


Рис. 70. Кулестержнева модель молекули етану (а) та її електронна формула (б)

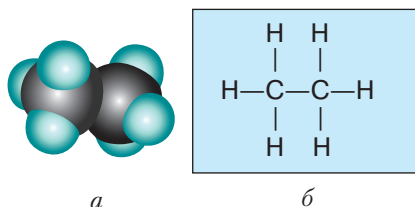


Рис. 71. Масштабна модель молекули етану (а) та її структурна формула (б)

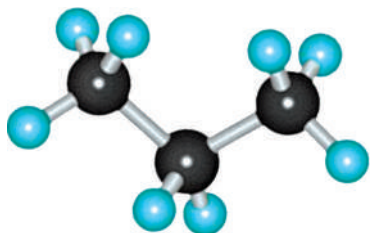


Рис. 72. Кулестержнева модель молекули пропану

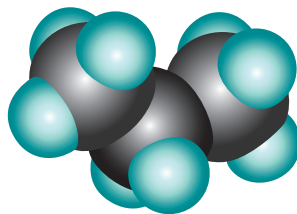
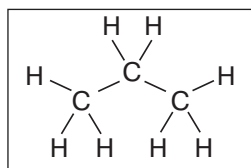
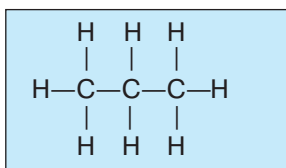
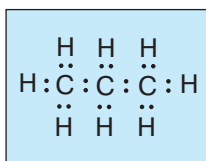


Рис. 73. Масштабна модель молекули пропану

Будову молекули можна розглядати як молекулу метану, у якій атом Гідрогену заміщений на групу атомів $-\text{CH}_3$.

Наступний представник цього ряду – пропан C_3H_8 . Розглянемо моделі молекули пропану (рис. 72, 73).

Порівняно з молекулою етану в молекулі пропану на одну групу атомів $-\text{CH}_2-$ більше. Тому електронна та структурна формули пропану такі:



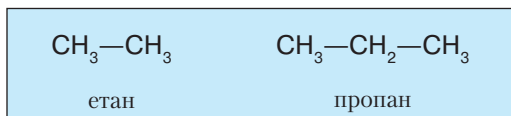
Розглянувши просторове розміщення атомів у молекулах, поданих моделями, бачимо, що валентний кут не змінився. Як і в метану, утворення хімічних зв'язків між атомами Карбону та Карбону й Гідрогену відбувається в напрямі до вершин тетраедра. Відповідно карбоновий ланцюг має не лінійну, а зигзагоподібну будову. Довжина зв'язків між атомами Карбону становить 0,154 нм.

Мабуть, ви здогадалися, що бутан C_4H_{10} теж різниться за складом молекули від попереднього представника алканів на групу атомів $-\text{CH}_2-$. Цю групу називають **гомологічною різницею**. Ряд сполук, що різняться за складом на гомологічну різницю, називають **гомологічним рядом**. Отже, кожний наступний представник гомологічного ряду матиме на одну групу атомів $-\text{CH}_2-$ більше у своєму складі порівняно з попереднім представником.



Гомологи – це сполуки, що подібні за будовою молекул і хімічними властивостями, але відрізняються за складом молекул на одну або кілька груп атомів $-\text{CH}_2-$.

Якщо в структурній формулі не показувати зв'язки між атомами Карбону та Гідрогену, то утворюється скорочена структурна формула. Скорочені формули для етану та пропану подані нижче:



Назви, молекулярні та скорочені структурні формули перших десяти гомологів насичених вуглеводнів, їхній агрегатний стан, температури кипіння та плавлення наведено в *таблиці 11*.

Таблиця 11

Вуглеводні гомологічного ряду метану (насичені вуглеводні)

Вуглеводень	Молекулярна формула	Скорочена структурна формула	Агрегатний стан	$t^\circ_{\text{кип.}} (^\circ\text{C})$	$t^\circ_{\text{плавл.}} (^\circ\text{C})$
Метан	CH_4	CH_4	Гази за нормальних умов	-161,5	-183
Етан	C_2H_6	$\text{CH}_3\text{—CH}_3$		-88,6	-172
Пропан	C_3H_8	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_3$		-42	-188
Бутан	C_4H_{10}	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$		-0,5	-135
Пентан	C_5H_{12}	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$	Рідини	36,1	-130
Гексан	C_6H_{14}	$\text{CH}_3\text{—(CH}_2\text{)}_4\text{—CH}_3$		68,7	-95
Гептан	C_7H_{16}	$\text{CH}_3\text{—(CH}_2\text{)}_5\text{—CH}_3$		98,4	-91
Октан	C_8H_{18}	$\text{CH}_3\text{—(CH}_2\text{)}_6\text{—CH}_3$		125,7	-57
Нонан	C_9H_{20}	$\text{CH}_3\text{—(CH}_2\text{)}_7\text{—CH}_3$		150,8	-54
Декан	$\text{C}_{10}\text{H}_{22}$	$\text{CH}_3\text{—(CH}_2\text{)}_8\text{—CH}_3$		174,1	-30
Назви перших чотирьох склалися історично. Починаючи з пентану, назви походять від грецьких числівників з додаванням суфікса -ан . Загальна формула — $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$			Починаючи з $\text{C}_{16}\text{H}_{34}$, тверді речовини	Температури кипіння та плавлення зростають	

Отже, метан утворює гомологічний ряд насичених вуглеводнів. За складом кожний наступний представник цього ряду різниться від попереднього на групу атомів $\text{—CH}_2\text{—}$. Загальна формула $\text{—C}_n\text{H}_{2n+2}$, де n — кількість атомів Карбону; відповідно можна обчислити кількість атомів Гідрогену.



Напишіть самостійно, користуючись загальною формулою, формули гомологів метану, до складу яких входять: а) 6 і 8 атомів Карбону; б) 30 і 36 атомів Гідрогену.

Фізичні властивості. Фізичні властивості насичених вуглеводнів наведено в *таблиці 11* (с. 139). Із збільшенням відносної молекулярної маси зростають температури кипіння, плавлення та густина.

З таблиці 11 видно, що температури кипіння та плавлення є низькими порівняно з неорганічними речовинами. Це пояснюється тим, що органічні речовини, зокрема алкани, — сполуки молекулярної будови. З неорганічної хімії вам відомо, що зв'язки між молекулами утворюються на основі міжмолекулярних сил і є досить слабкими. Тому під час нагрівання вони швидко руйнуються

Гомологи метану, починаючи з пентану, мають характерні запахи. Вони нерозчинні у воді й інших полярних розчинниках.

З підвищенням тиску пропан і бутан легко скраплюються.



Лабораторний дослід 12

Виготовлення моделей молекул вуглеводнів

Завдання. Виготовте моделі молекул етану, пропану, бутану, пентану. Розгляньте просторове розміщення атомів Карбону та Гідрогену. Зробіть відповідні висновки.

Обладнання: пластилін або заготовлені вдома кульки з пластиліну чорного та білого кольорів; сірники. Якщо наявні набори для складання моделей, використовуйте їх.

Хід роботи

1. Виготовте з пластиліну кульки: п'ять чорного кольору та дванадцять — білого або іншого світлого кольору (за відсутності білого). Кульки чорного кольору, що моделюють атоми Карбону, мають бути приблизно в 1,5 раза більші за білі кульки — моделі атомів Гідрогену.

2. Визначте, у яких точках треба вставити сірники, щоб кут між ними становив $109,5^\circ$, тобто щоб «орбітали» валентних електронів були спрямовані до вершин тетраедра.

3. З'єднайте дві кульки — моделі атомів Карбону й приєднайте до них шість кульок — моделі атомів Гідрогену в тетраедричному напрямі. Порівняйте вашу модель з кулестержневою моделлю молекули етану (*див. рис. 70, а, с. 137*). Намалюйте свою модель.

4. Нарощуйте карбоновий ланцюг. Зніміть один атом Гідрогену в моделі молекули етану й додайте групу атомів $-\text{CH}_3$, у якій усі атоми розміщені тетраедрично. Ви отримаєте модель молекули пропану. Порівняйте її з кулестержневою моделлю молекули пропану (див. рис. 72, с. 138). Намалуйте модель.

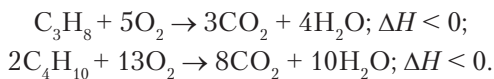
5. Нарощуйте карбоновий ланцюг так само, як описано в п. 4. У вас утворяться моделі молекул бутану й пентану. Намалуйте їх і зверніть увагу на будову карбонового ланцюга. Як розміщені атоми в просторі?

6. Спробуйте змінити просторову форму моделі молекули пентану, обернувши навколо зв'язків $\text{C}-\text{C}$ групи атомів $-\text{CH}_3$. Ви отримаєте дві моделі просторових форм молекули пентану, крім тої, що ви виготовили.

7. Зробіть висновки про: подібність і відмінність у будові молекул етану, пропану, бутану, пентану; кут між хімічними зв'язками; зигзагоподібну будову карбонового ланцюга; обертання атомів навколо карбон-карбонних зв'язків; значення методу моделювання в хімії.

Хімічні властивості. Хімічні властивості гомологів метану подібні до властивостей метану. Це зумовлено подібністю якісного складу цих сполук та їхньою будовою. Отже, для алканів характерно вступати в реакції горіння, розкладу за сильного нагрівання (термічного розкладу), заміщення під час взаємодії з галогенами.

Реакції горіння екзотермічні, унаслідок цих реакцій утворюються карбон(IV) оксид і вода. Наприклад:



Пригадайте, як довести якісний склад насичених вуглеводнів (алканів).

Як і метан, за звичайних умов насичені вуглеводні є стійкими до дії кислот, лугів і сильних окисників.

Значення гомологів метану. Гомологи метану мають велике практичне значення й набули широкого застосування в різних галузях промисловості, що зумовлено властивостями цих сполук.

Вам уже відомо, що пропан і бутан за пониженого тиску легко зріджуються. Ними наповнюють балони, а ще їх використовують як паливо в побуті та як пальне для транспорту.



Рис. 75. Вазелін

Рідкі вуглеводні пентан і гексан — добрі розчинники, а пентан — основа автомобільного пального.

Суміш рідких і твердих вуглеводнів — *вазелін* — використовують для пом'якшення шкіри рук, виготовлення лікувальних мазей і косметичних кремів (рис. 75).

Парафін — тверда суміш вуглеводнів — жирний на дотик, добре зберігає тепло, тому його використовують у медицині та косметології для глибокого прогрівання. Ним просочують пакети для харчових продуктів, а також виготовляють свічки.

Сумішшю вуглеводнів, смол і мінеральних речовин є *озокерит* (гірський віск), поклади якого містяться поблизу нафтових родовищ. Завдяки високій теплоємності й низькій тепловіддачі озокерит використовують у тепловікуванні. Він містить необхідні організму сполуки та біологічно активні речовини, які проникають крізь шкіру.

На *рисунку 76* зображено продукти переробки алканів.

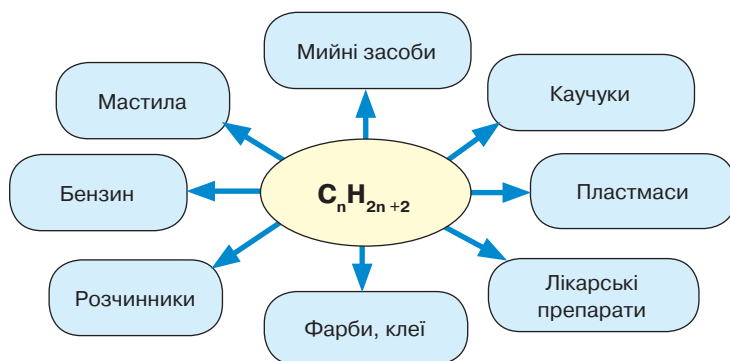


Рис. 76. Схема застосування алканів і продуктів їх переробки



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Метан** — перший і найпростіший представник гомологічного ряду насичених вуглеводнів (алканів), будову яких відображають загальною формулою C_nH_{2n+2} .
- Назви перших чотирьох алканів склалися історично, а починаючи з пентану — походять від назв грецьких числівників з додаванням суфікса **-ан**.
- Серед десяти представників гомологічного ряду перші чотири — гази, усі інші — рідини. Починаючи з вуглеводню, який містить у своєму складі 16 атомів Карбону, представники гомологічного ряду — тверді речовини.
- Карбоновий ланцюг у молекулах алканів — **зигзагоподібний**.

- Зі збільшенням відносних молекулярних мас алканів **зростають їхні температури плавлення та кипіння**.
- Насичені вуглеводні вступають у реакції **окиснення, термічного розкладу, заміщення**; стійкі до дії кислот, лугів, сильних окисників.
- Насичені вуглеводні (алкани) і продукти їх переробки набули широкого застосування в промисловості органічного синтезу як паливо, а також — у медицині, фармацевтичній і парфумерній промисловості.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Назвіть перші десять представників гомологічного ряду метану.
2. Сформулюйте визначення поняття «гомологи».
3. Складіть молекулярні формули гомологів метану, що містять: а) 4, 7, 9 атомів Карбону; б) 12, 14, 22 атоми Гідрогену.
4. Напишіть скорочені структурні формули алканів, молекулярні формули яких ви склали в завданні 3.
5. Обчисліть і позначте відносну молекулярну масу алкану, у складі якого є 6 атомів Карбону.
А 82 Б 88 В 86 Г 84
6. Укажіть молекулярну формулу алкану, відносна молекулярна маса якого становить 100.
А C₂H₆ Б C₆H₁₄ В C₅H₁₂ Г C₇H₁₆
7. Відносна густина парів алкану за гелієм — 28,5. Обчисліть відносну молекулярну масу алкану, установіть його формулу та назву.
8. Обчисліть, який об'єм карбон(IV) оксиду (н. у.) і маса води утворяться, якщо повністю згорів пентан кількістю речовини 2,5 моль.



§ 22. ЕТЕН (ЕТИЛЕН) Й ЕТИН (АЦЕТИЛЕН) ЯК ПРЕДСТАВНИКИ НЕНАСИЧЕНИХ ВУГЛЕВОДНІВ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *знати* склад і будову молекул представників ненасичених вуглеводнів етену (етилену) й етину (ацетилену);
- *порівнювати* склад і будову молекул етену й етину;
- *складати* електронні та структурні формули етену й етину;
- *характеризувати* фізичні властивості та реакції горіння цих сполук;
- *обґрунтовувати* значення та застосування ненасичених вуглеводнів;
- *висловлювати судження* про значення цих речовин як хімічної сировини в промисловості.



Склад і будова молекул етену й етину. Метан і гомологи ряду метану належать до насичених вуглеводнів. Однак є органічні сполуки, що складаються тільки з Карбону й Гідрогену, але згідно з їх молекулярною формулою чотиривалентність атомів Карбону викликає сумнів. Такими сполуками є етен C_2H_4 й етин C_2H_2 .

Проаналізуємо склад молекул цих речовин. Порівняно з насиченим вуглеводнем етаном, у складі **етену** (етилену) є на два атоми Гідрогену менше. Отже, не всі валентні орбіталі атома Карбону утворюють зв'язки з атомами Гідрогену.

З'ясовано, що атоми Карбону в молекулі етену утворюють хімічні зв'язки між собою, витрачаючи по два валентні електрони. Між ними виникають дві спільні електронні пари. Такий зв'язок називають **подвійним**. Два інші валентні електрони кожного атома Карбону утворюють ковалентний зв'язок з атомами Гідрогену.

Розглянемо масштабну та кулестержневу моделі молекули етену (рис. 77).

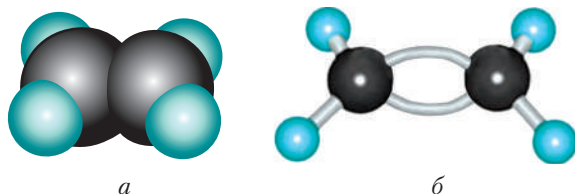


Рис. 77.
Масштабна (а)
і кулестержнева (б)
моделі молекули
етену

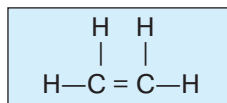
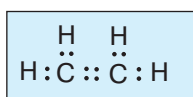
Масштабна модель наочно демонструє, що відстань між атомами Карбону зменшилася. Дослідженнями доведено, що вона становить 0,134 нм.



Пригадайте, яка відстань між атомами Карбону в насичених вуглеводнів.

Молекула етену плоска, тобто всі атоми розміщені в одній площині, валентний кут становить 120° .

На основі розглянутих моделей складемо електронну та структурну формули етену (етилену):



У молекулі **етину** (ацетилену) (рис. 78), порівняно з етеном, на два атоми Гідрогену менше. Тому між атомами Карбону наявний потрійний зв'язок, тобто кожний атом Карбону витрачає по три валентні орбіталі на утворення зв'язків між ними. Залишається по одному електрону на утворення зв'язків з атомами Гідрогену.

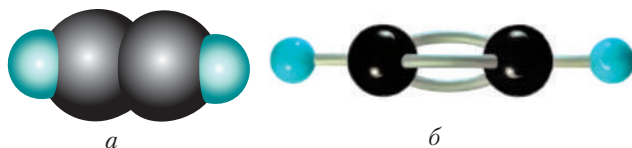
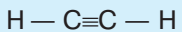


Рис. 78.
Масштабна (а)
і кулестержнева (б)
моделі молекули
етину (ацетилену)

Електронна та структурна формули етину (ацетилену) подані нижче:



За рахунок утворення потрійного зв'язку довжина карбон-карбонного зв'язку стає меншою, ніж в етену, і становить 0,120 нм, а валентний кут – 180°.

Подвійний і потрійний зв'язки називають **кратними**. Вільне обертання атомів навколо кратних хімічних зв'язків неможливе. Вуглеводні, у молекулах яких наявні кратні зв'язки, називають **ненасиченими**.

Фізичні властивості етену й етину. Фізичні властивості ненасичених вуглеводнів етену й етину наведено в таблиці 12.

Таблиця 12

Порівняльна характеристика фізичних властивостей етену й етину

Етен (етилен)		Етин (ацетилен)	
1.	Газ	1.	Газ
2.	Безбарвний	2.	Безбарвний
3.	Має слабкий солодкуватий запах	3.	Не має запаху
4.	За низьких температур зріджується й твердне	4.	За низьких температур зріджується й твердне
5.	Малорозчинний у воді	5.	У воді розчиняється краще, ніж етен
6.	Добре розчиняється у вуглеводнях	6.	Трохи легший за повітря
7.	Температура плавлення –169,2 °С	7.	Температура плавлення –80,8 °С
8.	Температура кипіння –103,8 °С	8.	Температура кипіння –83,8 °С

Хімічні властивості етену й етину. Як усі органічні речовини, етен й етин є горючими газами. Під час горіння цих сполук виділяється велика кількість тепла. Продуктами горіння є карбон(IV) оксид і вода:



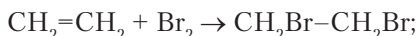
Реакції горіння етену й етину екзотермічні. Однак горіння відбувається з утворенням світлого полум'я в етену та виділенням кіптяви в етину. Щоб пояснити це, виконайте обчислення.



Обчисліть масові частки Карбону в складі етену й етину.

Масові частки Карбону в складі цих сполук більші, ніж у насиченому вуглеводні метані. Тому під час горіння повністю окиснюється не весь Карбон. У полум'ї наявні розжарені частинки вуглецю, які спричиняють його свічення. Більший вміст Карбону — у молекулі етину.

Крім реакції горіння, етену й етину, як ненасиченим вуглеводням, властиві **реакції приєднання**. Зокрема, реакція приєднання брому є якісною для ненасичених вуглеводнів. Під час пропускання цих газів крізь бромну воду жовтого кольору вода знебарвлюється. Рівняння реакцій:



Важливо знати, що суміш цих речовин з киснем є вибухонебезпечною. Тому під час користування ними необхідно перевіряти їх на чистоту з метою збереження здоров'я.

Застосування етену й етину. Етен і продукти його переробки набули широкого застосування. Насамперед його використовують для синтезу етанолу, етанової (оцтової) кислоти, поліетилену.

За участю етену регулюють достигання овочів і фруктів під час зберігання їх на складах чи при транспортуванні. Складські приміщення добре провітрюють і регулюють температуру в них у межах 20–25 °С.

Для дозрівання томатів до зелених плодів додають кілька червоних (рис. 79). Червоні плоди виділяють етен, що пришвидшує дозрівання зелених томатів. Це природний процес.



Рис. 79. Дозрівання томатів

Якщо кількість плодів значна, то процес дозрівання проводять у герметичних камерах за такої ж температури. До камер періодично подають етен з розрахунку 0,2–1 л/м³ (залежно від різновиду плодів). У такий спосіб прискорюють дозрівання лимонів та апельсинів, яблук, бананів.

Хлоропохідні, що утворюються внаслідок реакцій приєднання, використовують

для знезараження зерносховищ, як засоби боротьби зі шкідниками агідних кущів, винограду.

Етин, як і етен, застосовують в органічному синтезі оцтової кислоти, ацетальдегіду, етанолу. Він є сировиною для виробництва пластмас, синтетичних каучуків, клеїв, розчинників.

У великій кількості етин використовують для різання та зварювання металів, оскільки він під час горіння в кисні виділяє велику кількість тепла (температура полум'я перевищує 3000 °С). Суміші етину з киснем і повітрям є вибухонебезпечними. Тому поводитися з ними треба дуже обережно.

Якщо етен виділяється під час дозрівання овочів і фруктів, то етин у природі не трапляється. Це зумовлено його високою реакційною здатністю.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Етен** (етилен) й **етин** (ацетилен) — представники ненасичених вуглеводнів, хімічний склад яких описують молекулярними формулами C_2H_4 і C_2H_2 відповідно.
- У молекулі етену атоми Карбону витрачають по два валентні електрони на утворення зв'язків між собою, тобто виникає **подвійний зв'язок** $C=C$. Карбон — чотиривалентний.
- У молекулі етину кожний атом Карбону використовує по три валентні електрони на утворення хімічного зв'язку. Такий зв'язок називають **потрійним** $C\equiv C$. Подвійний і потрійний зв'язки називають **кратними**.
- **Етен** і **етин** — безбарвні гази, малорозчинні у воді, зріджуються за низьких температур, мають низькі температури плавлення та кипіння. Етен, на відміну від етину, має слабкий солодкуватий запах.
- Під час горіння (повного окиснення) утворюються карбон(IV) оксид і вода. За рахунок кратних зв'язків етен та етин вступають **у реакції приєднання**.
- **Етен** й **етин** набули широкого застосування в органічному синтезі. Етен пришвидшує дозрівання овочів і фруктів, етин використовують для різання та зварювання металів.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Поясніть склад і будову молекул етену й етину. Що в них подібне, а що — відмінне?
2. Охарактеризуйте фізичні властивості: а) етену; б) етину.
3. Порівняйте реакції горіння метану, етену й етину. Поясніть результати порівнянь.
4. Позначте суму коефіцієнтів у реакції горіння пентену C_5H_{10} .

А 39 Б 38 В 37 Г 36

5. Установіть відповідність між правими та лівими частинами рівнянь реакцій.
- | | |
|--|--|
| A $2\text{C}_2\text{H}_6 + 7\text{O}_2 \rightarrow$ | 1 $\text{CH}_2\text{Br} - \text{CH}_2\text{Br}$ |
| B $2\text{C}_2\text{H}_2 + 5\text{O}_2 \rightarrow$ | 2 $4\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ |
| B $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{Br}_2 \rightarrow$ | 3 $4\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ |
| Г $\text{C}_2\text{H}_4 + 3\text{O}_2 \rightarrow$ | 4 $2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ |
6. Обчисліть і вкажіть молекулярну формулу сполуки, якщо за нормальних умов об'єм цієї сполуки масою 1,16 г становить 1 л.
A C_2H_4 **B** C_2H_6 **B** C_3H_6 **Г** C_2H_2
7. Алкан кількістю речовини 0,25 моль має масу 18 г. Обчисліть його відносну молекулярну масу та встановіть формулу. Обчисліть об'єм кисню (н. у.), який треба витратити для повного спалювання цього алкану масою 14,4 г.



ЦІКАВО ЗНАТИ

- Є народний спосіб пришвидшення дозрівання томатів. Плоди, що вже виростили, але не встигли дозріти, розміщують у керамічній посудині шарами, ставлять у тепле місце, додають до них кілька червоних плодів і накривають рушником. Томати швидко дозрівають, стають червоні й смачні. Крім того, можна використати окурювання димом, до складу якого входить етилен.



§ 23. ОБ'ЄМНІ ВІДНОШЕННЯ ГАЗІВ У ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЯХ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

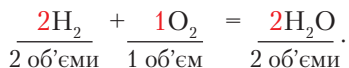
- *знати* закон об'ємних відношень;
- *обчислювати* об'ємні відношення газів у хімічних реакціях;
- *розв'язувати* задачі на обчислення об'ємних відношень газів у хімічних реакціях.

Об'ємні відношення газів у хімічних реакціях. Вивчення закону Авогадро та використання його під час розв'язування задач переконало вас, що вимірювати об'єми газів простіше, ніж обчислювати маси. Тому хіміки, працюючи з газами, намагалися визначити співвідношення між об'ємами газів у процесі хімічних реакцій. Відомий французький хімік А. Л. Лавуазьє встановлював співвідношення об'ємів кисню та водню в реакції утворення води з цих речовин. У 1805 р. Ж.-Л. Гей-Люссак разом з А. фон Гумбольдтом визначили, що під час реакції водню з киснем витрачається вдвічі більший об'єм водню, ніж кисню. Об'єм утвореної водяної пари відповідає об'єму водню. Численні експериментальні дослідження вчений узагальнив у **законі об'ємних відношень газів** (1808).



Об'єми газів, що вступають у реакцію, відносяться один до одного й до об'ємів газоподібних продуктів реакції як невеликі цілі числа.

Рівняння реакції:



Отже, співвідношення газів до й після реакції можна подати так: 2 : 1 : 2.

Відповідно до закону Авогадро коефіцієнти вказують на кількість речовини сполук, що беруть участь у реакції та утворюються внаслідок її перебігу. Це дає підстави використовувати закон об'ємних відношень для розв'язування задач.

Розглянемо приклади розв'язання відповідних задач.

Задача 1. Метан об'ємом 250 л повністю згорів у кисні. Обчисліть об'єм кисню (н. у.), що витратився під час реакції.

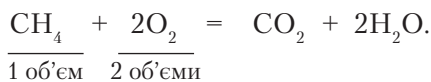
Відомо:

$$V(\text{CH}_4) = 250 \text{ л}$$

$$V(\text{O}_2) = ?$$

Розв'язання

Напишемо рівняння реакції:



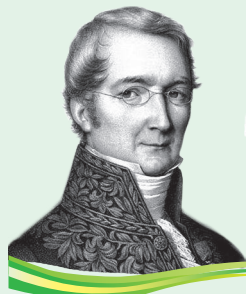
Оскільки $V(\text{CH}_4) : V(\text{O}_2) = 1 : 2$,

$$\text{то } V(\text{O}_2) = 2 \cdot 250 \text{ л} = 500 \text{ л.}$$

Відповідь: під час згоряння метану об'ємом 250 л витратиться кисень об'ємом 500 л.

Жозеф-Луї Гей-Люссак (1778–1850) — французький хімік і фізик, член Французької академії наук (1806). Його ім'я внесено до списку найвидатніших науковців Франції, розміщеного на першому поверсі Ейфелевої вежі.

Наукові дослідження вченого стосуються різних галузей фізичної, органічної й неорганічної хімії. У 1802 р. відкрив закон теплового розширення газів. Через три роки разом з німецьким природодослідником А. фон Гумбольдтом установив, що співвідношення атомів Гідрогену й Оксигену в молекулі води становить 2 : 1. У 1808 р. відкрив закон об'ємних відношень газів, який було названо його ім'ям.



Задача 2. Обчисліть об'єми етану та кисню (н. у.), що вступили в реакцію горіння, якщо утворився карбон(IV) оксид об'ємом 134,4 л.

Відомо:

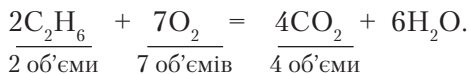
$$V(\text{CO}_2) = 134,4 \text{ л}$$

$$V(\text{C}_2\text{H}_6) - ?$$

$$V(\text{O}_2) - ?$$

Розв'язання

1. Напишемо рівняння реакції:



Оскільки $V(\text{C}_2\text{H}_6) : V(\text{CO}_2) = 2 : 4$,

$$\text{то } V(\text{C}_2\text{H}_6) = \frac{2 \cdot 134,4 \text{ л}}{4} = 67,2 \text{ л}$$

2. Відношення $V(\text{O}_2) : V(\text{CO}_2) = 7 : 4$.

$$\text{Тоді } V(\text{O}_2) = \frac{7 \cdot 134,4 \text{ л}}{4} = 235,2 \text{ л}$$

Відповідь: у реакції горіння взяли участь етан об'ємом 67,2 л і кисень об'ємом 235,2 л.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- В обчисленнях за хімічними реакціями, що відбуваються між газами, використовують закон об'ємних відношень газів Ж.-Л. Гей-Люссака.
- Закон об'ємних відношень: **об'єми газів, що вступають у реакцію, відносяться один до одного й до об'ємів газоподібних продуктів реакції як невеликі цілі числа.**



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Обчисліть і позначте об'єм кисню (н. у.), що витратиться в реакції з воднем, якщо утворилася водяна пара об'ємом 360 л.
А 180 л **Б** 360 л **В** 200 л **Г** 280 л
2. Обчисліть і позначте об'єм кисню (н. у.), що витратиться на повне згоряння етену об'ємом 75 л.
А 200 л **Б** 220 л **В** 225 л **Г** 235 л
3. Етин об'ємом 179,2 л повністю згорів у кисні. Обчисліть об'єм (н. у.) кисню, що витратиться.
4. Під час повного згоряння пропану утворився карбон(IV) оксид об'ємом 120 л (н. у.). Обчисліть об'єми вихідних речовин (н. у.).
5. На згоряння суміші метану з азотом об'ємом 960 л витрачено кисень об'ємом 1804,8 л (н. у.). Обчисліть масову частку метану в суміші.

- До складу природного газу входять: метан (масова частка 90 %), етан (масова частка 5 %) і негорючі домішки. Обчисліть, який об'єм кисню (н. у.) треба витратити на згорання цього газу об'ємом 1 м³.
- Суміш метану й етену об'ємом 176 л, у якій об'ємна частка насиченого вуглеводню становить 40 %, повністю спалили. Обчисліть об'єм (н. у.) витраченого кисню та утвореного карбон(IV) оксиду.



§ 24. ПОНЯТТЯ ПРО ПОЛІМЕРИ НА ПРИКЛАДІ ПОЛІЕТИЛЕНУ

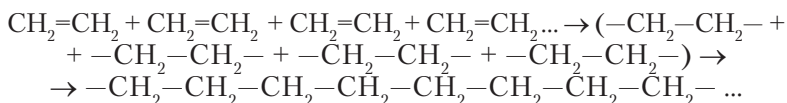


Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- знати склад і будову поліетилену; загальну формулу поліетилену; поняття «мономер», «полімер», «структурна ланка»;
- розуміти суть і значення реакції полімеризації;
- характеризувати фізичні та хімічні властивості поліетилену;
- установлювати причинно-наслідкові зв'язки між складом, будовою та властивостями полімеру;
- висловлювати судження про значення поліетилену та його правильне використання.

Полімери. Склад і будова поліетилену (поліетену). На основі ненасичених вуглеводнів синтезують високомолекулярні сполуки — **полімери**. Вони утворюються внаслідок сполучення великої кількості молекул речовин, які мають у своєму складі кратні зв'язки. Назва «полімер» походить від грецького *poly* — «багато, великий» і *meros* — «частина, частинка». Отже, у складі полімеру міститься багато частинок.

Розглянемо утворення полімерів на прикладі реакції **полімеризації** етилену. Запишемо реакцію сполучення між молекулами етилену:



Як показано на *рисунку 80* (с. 152), молекули етилену є вихідною речовиною для синтезу поліетилену. Низькомолекулярні речовини, що вступають у реакцію полімеризації, називають **мономерами**. Отже, полімер складається зі структурних ланок, які багато разів повторюються. У структурі поліетилену такою ланкою є група атомів $-\text{CH}_2-\text{CH}_2-$. Це залишки молекул мономерів, тому їх ще

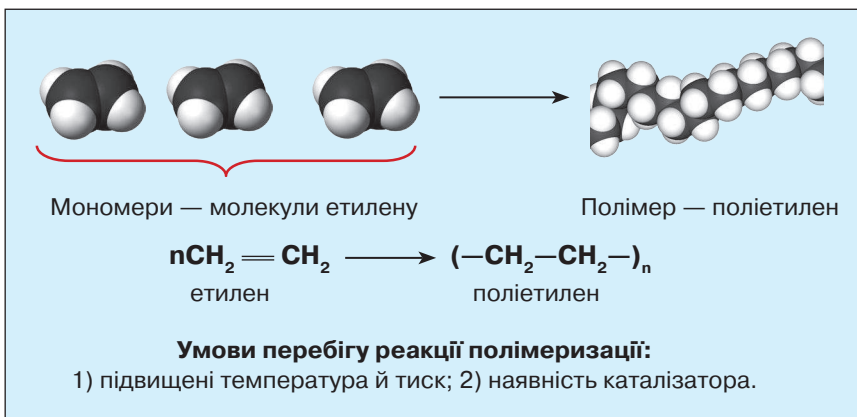


Рис. 80. Схема реакції полімеризації етилену з утворенням поліетилену

називають **мономерними ланками**. Власне процес утворення полімеру називають **полімеризацією**, а число, яке вказує на кількість мономерних ланок, — **ступенем полімеризації**. У схемі реакції (див. рис. 80) на ступінь полімеризації вказує число n .

Мономерні ланки в полімерах можуть бути різні за розміром, тобто з вищим чи нижчим ступенем полімеризації. Через це точно визначити відносну молекулярну масу полімеру неможливо. У такому випадку йдеться про середнє значення відносної молекулярної маси. У полімерів вона сягає від десятків до сотень тисяч.

Фізичні та хімічні властивості поліетилену. Поліетилен за своєю будовою дуже подібний до насичених вуглеводнів з великою відносною молекулярною масою. За зовнішнім виглядом нагадує парафін. Це тверда, безбарвна, прозора або білого кольору речовина, дещо жирна на дотик. Поліетилен легший за воду, тому не тоне в ній і не розчиняється. За невисоких температур (діапазон плавлення — 102–137 °С), залежно від будови полімеру, який може мати короткі, довгі та сплутані в клубки ланцюги, він розм'якшується й плавиться. У розм'якшеному стані поліетилену можна надати будь-якої форми, яку він зберігає й після охолодження (рис. 81). Для підтвердження цього проведемо демонстраційний дослід.



Рис. 81. Поліетилен у гранулах

Дослід 1. Унесемо в полум'я спиртівки корок від поліетиленової пляшки, умонтований у тримач, і потримаємо кілька секунд.

Корок розм'якшується. Скляною паличкою змінимо його форму й залишимо для охолодження. Після охолодження форма корка не змінилася.

Отже, поліетилен — *термопластичний*.

Дослід 2. Візьмемо смужку поліетилену та випробуємо на міцність. Спробуємо її розірвати, потягнувши врізнібіч. Переконаємося, що розірвати смужку важко. Отже, поліетилен є міцним.

Крім того, зазначимо, що поліетилен еластичний, нетоксичний, не має запаху, не проводить електричний струм.

Проведемо ще один дослід.

Дослід 3. Покладемо в три пробірки по кілька шматочків чи гранул поліетилену. Долемо в кожную з них по черзі розчини кислоти, лугу та калій перманганату. У пробірках не відбулося жодних змін. Отже, можна зробити висновок, що поліетилен є стійким до дії цих речовин.

Дослід 4. Покладемо в три пробірки по кілька шматочків чи гранул поліетилену. Долемо в кожную з них по черзі органічні розчинники: ацетон, дихлороетан, етанол (етиловий спирт). Залишимо пробірки на кілька годин у витяжній шафі. Як з'ясується, поліетилен не розчиняється в органічних розчинниках.

Застосування поліетилену. Застосування поліетилену зумовлено його властивостями. Залежно від умов реакції полімеризації отримують полімери різної молекулярної маси та густини. Поліетилен з короткими ланцюгами має властивості мастила. Відрізняється за властивостями поліетилен з нерозгалуженими та розгалуженими ланцюгами. Що меншу кількість розгалужень має поліетилен, то він твердіший, міцніший, з більшою щільністю.

Поліетилен з довжиною карбонового ланцюга до шести тисяч ланок є досить твердим, міцним, зносостійким і хімічно стійким матеріалом. Його використовують для виробництва водопровідних і каналізаційних труб, шлангів, ізоляційних і пакувальних матеріалів, зокрема для пакування харчових продуктів, плівок клейких для теплиць, обгорток для книжок і зошитів, пляшок, флаконів для косметичних виробів, медичного устаткування, посуду. Оскільки поліетилен стійкий до дії низьких температур, з нього виготовляють ємності для заморожування продуктів у холодильних камерах. Крім того, з поліетилену роблять диски, секційні полиці, столи та крісла. Також ним покривають поверхні для захисту від корозії.

У будівництві використовують *пінополіетилен* — матеріал, який має вигляд поліетилену з пухирцями, заповненими повітрям. Цей

матеріал застосовують як підкладку під паркет з метою вирівнювання поверхні та як теплоізоляцію. Пінополіетиленом огортають водопровідні труби та вироби, що можуть розбитися під час транспортування, тощо.

ПОЛІЕТИЛЕН ТА ЕКОЛОГІЯ. Незважаючи на широке застосування поліетилену, він становить велику загрозу для довкілля. Під час його горіння виділяються шкідливі речовини. Так, разом з іншими полімерами як побічний продукт виділяється сильнодіюча отрута — *ціанідна кислота*. Особливо екологічно небезпечним є накопичення пакувальних пакетів на сміттєзвалищах. Там часто трапляється самозагоряння сміття, а під час горіння виділяються діоксини та фурани. Вони здатні впливати на генетичні зміни, що спричиняють мутації в рослинному та тваринному світі. Крім того, потрапляючи у Світовий океан, пакувальні пакети призводять до загибелі багатьох морських тварин.

Поліетилен нестійкий до сонячної радіації. Розкладаючись, він виділяє токсичні гази, які потрапляють в атмосферу. Дослідники встановили, що поліетилен становить приблизно 40 % побутового сміття. Він не розкладається впродовж ста й більше років, створюючи загрозу родючості ґрунтів, чистоті природних водойм. Вияви негативного впливу поліетилену зображено на *рисунку 82*.



Рис. 82. Вияви негативного впливу поліетилену на довкілля

Чи можна вирішити цю проблему? У багатьох країнах світу поліетиленові пакувальні пакети замінено на паперові. Рекомендовано використовувати багаторазові сумки з тканини або в'язані сітки для продуктів.

Збереження довкілля — справа кожного землянина. Усі люди мають усвідомлювати важливість збереження повітря, вод, ґрунтів від забруднення речовинами, які не розкладаються впродовж сотень років. Чисте довкілля — запорука нашого здоров'я та добробуту.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Поліетилен** — високомолекулярна сполука, що утворюється внаслідок реакції полімеризації етилену.
- Вихідною речовиною для синтезу поліетилену є етилен, який слугує **мономером** у реакції, а продуктом — поліетилен (**синтетичний полімер**).
- **Поліетилен** — тверда, безбарвна, прозора або білого кольору речовина, дещо жирна на дотик, легша за воду, нерозчинна у воді й органічних розчинниках, термопластична, газонепроникна, не проводить електричний струм, не має сталих відносної молекулярної маси та температури плавлення.
- **Поліетилен** — хімічно стійка речовина, що не вступає в хімічну взаємодію з кислотами, лугами, сильними окисниками.
- Відходи поліетилену, що потрапляють у сміття, — екологічно небезпечні.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Укажіть мономерну ланку поліетилену.
А $(-\text{CH}=\text{CH}-)$ **Б** $(-\text{CH}=\text{CH}-)_n$ **В** $(-\text{CH}_2-\text{CH}_2-)$ **Г** $(-\text{CH}_2-\text{CH}_2-)_n$
2. Укажіть назву мономеру поліетилену.
А пропан **Б** етан **В** етин **Г** етен
3. Позначте властивість поліетилену, на якій ґрунтується виробництво водопровідних і каналізаційних труб, а також пакувальних матеріалів.
А добрий ізолятор **Б** водо- й газонепроникний
В термопластичний **Г** крихкий
4. Позначте кількість мономерних ланок у поліетилені, відносна молекулярна маса якого становить 56 000.
А 1000 **Б** 2000 **В** 2500 **Г** 1500
5. Етин об'ємом 288 л згорів повністю в атмосфері кисню. Обчисліть об'єм кисню (н. у.), використаного в реакції.
6. Пропан об'ємом 112 л повністю згорів у кисні. Обчисліть об'єм витраченого кисню та вуглекислого газу (н. у.), що утворився.
7. Суміш етану й етену об'ємом 179,2 л, у якій об'ємна частка насиченого вуглеводню становить 60 %, повністю спалили. Обчисліть об'єм (н. у.) витраченого кисню та утвореного карбон(IV) оксиду.



ЦІКАВО ЗНАТИ

- На початку 60-х років ХХ ст. у Тихому океані утворився «айсберг» із сміття. За площею поверхні він більший від штату Техас. На думку вчених, маса «айсберга» перевищує 3,5 т. До того ж він щорічно збільшується через сміття, яке приносять течії океану (рис. 83, с. 156). Нині немає жодних пропозицій щодо очищення океану від цього забруднення.



Рис. 83. Картохема розташування «айсберга» зі сміття в Тихому океані

- Альтернативою використання поліетиленових пакетів є синтез біорозкладного пластику. Це один з полімерів, які виробляють з рослинної сировини. Вони розкладаються до неагресивних для довкілля речовин — карбон(IV) оксиду та води. Однак виробництво їх є затратним і процес розкладу до кінцевих продуктів не в усіх з них вивчено.



§ 25. ПОШИРЕННЯ ВУГЛЕВОДНІВ У ПРИРОДІ. ПРИРОДНІ ДЖЕРЕЛА ВУГЛЕВОДНІВ



Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- *дізнатися* про поширення вуглеводнів у природі та природні джерела вуглеводнів;
- *пояснювати* склад природного газу, нафти та вугілля; поширення їх родовищ в Україні;
- *характеризувати* вуглеводні, що входять до складу природних джерел, та їх значення;
- *оцінювати* роль вуглеводнів у розвитку різних галузей промисловості й екологічні загрози їхнього використання.

Поширення вуглеводнів у природі. Природними джерелами вуглеводнів є родовища природного газу, нафти, кам'яного вугілля.



Рис. 84. Картохема поширення природного газу, нафти та вугілля на території України

Україна багата на природні ресурси, які є справжнім багатством держави, її енергетичним та економічним ресурсом.



Визначте, де поширений природний газ, користуючись картохемою природних копалин України (рис. 84).

ПРИРОДНИЙ ГАЗ: ХІМІЧНИЙ СКЛАД І ПОШИРЕННЯ В ПРИРОДІ. *Природний газ* — це природна суміш вуглеводнів, які утворилися в надрах Землі внаслідок розкладу органічних сполук. Як вам відомо, до складу природного газу входить переважно метан — 90–95 %. Решту становлять газоподібні насичені вуглеводні (зокрема, етан, пропан, бутан, пентан), а також у незначних об'ємних відсотках інші компоненти — гексан, азот, вуглекислий газ, гідроген сульфід (рис. 85, с. 158).

Природний газ утворює газові родовища. Він може мати вигляд газової «шапки», яка є складовою частиною нафтових покладів, або бути розчиненим у нафті чи воді.

На території Західної України ще з початку ХХ ст. експлуатують родовища газу — Дашавське на Львівщині та Богородчанське на Івано-Франківщині.

Важливо зазначити, що нині розробляють нові родовища газу, які називають *нетрадиційними* (видобування газу з ущільнених

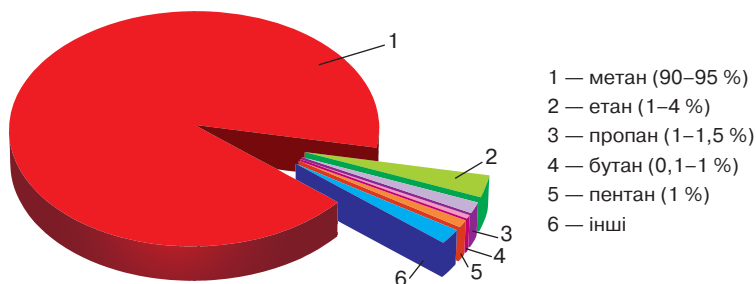


Рис. 85. Діаграма складу природного газу

пластів; сланцевий газ, метан — із вугільних пластів; метан — із шельфів Чорного й Азовського морів тощо). Застосовують цей газ як паливо та сировину для органічного синтезу (див. § 20, с. 132).

Супутні нафтові гази та їх поширення в природі. До природних джерел вуглеводнів належать супутні нафтові гази. Вони залягають у земних надрах разом з нафтою, утворюючи зверху нафти «шапку». Як і природний газ, супутні гази є сумішшю легких вуглеводнів. Відрізняються від природного газу тим, що вміст метану в них значно нижчий. Проте ці гази багаті на етан, пропан і бутан.

Хімічний склад таких газів становить: метан — 30–40 %; етан — 7–7,5 %; пропан — 21–22 %; бутан — 20–20,5 %. Оскільки в їхньому складі наявний високий вміст пропану й бутану, то суміш цих газів зріджують. Як уже зазначалося, нею наповнюють балони, а також її використовують як паливо в побуті й пальне для автотранспорту. Крім того, суміш газів використовують як хімічну сировину для синтезу пластмас і каучуків, органічних розчинників і клеїв, для виробництва газового бензину, моторного палива, водню й сажі.

Нафта: склад і поширення в природі. *Нафта* — це природна суміш вуглеводнів різних класів. Ви вже ознайомилися з гомологічним рядом насичених (алканами) і першими представниками двох рядів ненасичених (алкенів та алкінів відповідно) вуглеводнів. Але ними не вичерпується склад нафти. Вона містить насичені циклічні й ароматичні вуглеводні, домішки інших органічних сполук.

Нафта — це густа, в'язка рідина темно-бурого кольору (іноді чорного). Якщо крапнути її на воду, то вона збирається на поверхні тонким шаром, тобто нафта нерозчинна у воді й легша за неї. Вона має характерний запах, жирна на дотик, добре розчиняється в органічних розчинниках — бензині, хлороформі (рис. 86).

Нафта горить світлим полум'ям (рис. 87).



Висловіть своє судження про горіння нафти.

Вуглеводні, що входять до складу нафти, мають різні температури кипіння. Цю властивість узято за основу поділу нафти на окремі фракції методом перегонки.

Суть перегонки нафти полягає в тому, що за різних температур окремі вуглеводні випаровуються, а під час охолодження знову набувають рідкого стану.

Розглянемо, які фракції нафтопродуктів формуються під час перегонки.

За температури 40–80 °С утворюються вуглеводні з карбоновим ланцюгом $C_5 - C_{11}$. Цю фракцію називають **бензиною**.

Коли температура досягає 150–200 °С, виділяється друга фракція — **лігроїн**, що містить суміш вуглеводнів складу $C_8 - C_{14}$. Наступна фракція — **гас**. Це суміш вуглеводнів більшої молекулярної маси складу $C_{12} - C_{18}$. За температури 240–300 °С утворюється **газойль**. До його складу входять вуглеводні, що містять карбонові ланцюги $C_{11} - C_{20}$. Усі названі вище фракції нафтопродуктів належать до рідких. Після їхньої перегонки залишається **мазут** — темна в'язка рідина, яку піддають подальшій переробці. З мазуту шляхом розщеплення додатково добувають бензин. Залишок мазуту після видобування з нього вазеліну та парафіну називають **гудроном**.

Застосування вуглеводнів різних фракцій перегонки нафти наведено в таблиці 13.



Рис. 86. Нафта



Рис. 87. Горіння нафти

Таблиця 13

Застосування нафтопродуктів

Фракції нафти	Склад	Застосування
Бензин	$C_5 - C_{11}$	Автомобільне й авіаційне пальне, розчинник мастил
Лігроїн	$C_8 - C_{14}$	Розчинник лаків і фарб, дизельне пальне
Гас	$C_{12} - C_{18}$	Пальне для котлів, дизельних двигунів
Газойль	$C_{11} - C_{20}$	Пальне для дизельних двигунів
Мазут	$> C_{20}$	Мастила, парафін, вазелін, гудрон

Для підвищення відсотка виходу бензину проводять вторинну переробку нафтопродуктів. Високомолекулярні вуглеводні, що входять до складу мазуту, розщеплюють на вуглеводні з меншою молекулярною масою. Такий процес називають **крекінгом**. Він відбувається за високих температур і тиску та наявності каталізатора.

Крім указаних галузей, нафту застосовують у фармацевтичній і туковій промисловості, виробництві косметичних засобів, синтетичних барвників, фарб тощо.



Пригадайте нафтоносні басейни України.

Вугілля. Це тверда викопна вуглеводнева сировина, яка утворилася з решток вимерлих рослин без доступу повітря.

Залежно від вмісту Карбону розрізняють три його різновиди. Найдавнішим за походженням є **антрацит** — вугілля, у якому масова частка Карбону становить 95 %. **Кам'яне вугілля** бідніше на вміст Карбону (75–90 %). І «наймолодше» — **буре вугілля**, у складі якого міститься 65–70 % Карбону.

Буре вугілля, як «наймолодше» з викопного вугілля, часто містить сліди структури дерева, з якого утворилося. Буре вугілля має високу гігроскопічність, тож після його спалювання залишається багато попелу (7–30 %). Тому цей різновид вугілля використовують як місцеве паливо та як сировину для хімічної переробки.

Кам'яне вугілля (рис. 88) — тверда суміш речовин чорного кольору, крихка, без запаху. Вугілля використовують як паливо в енергетиці, комунальному господарстві та інших галузях промисловості, оскільки згоряє воно з виділенням великої кількості тепла. Запаси кам'яного вугілля значно перевищують запаси нафти та природного газу.

Проте для хімії органічного синтезу важливі продукти переробки вугілля. Один зі способів переробки — **коксування**, що полягає в розкладанні кам'яного вугілля за високих температур без доступу повітря. Продукти коксування та їх склад подано на *рисунку 89*.



Рис. 88. Кам'яне вугілля

Усі продукти коксування набули широкого застосування в різних галузях промисловості.

Перспективним способом переробки вугілля з низьким вмістом Карбону є **газифікація**. Це процес перетворення твердого вугілля на суміш

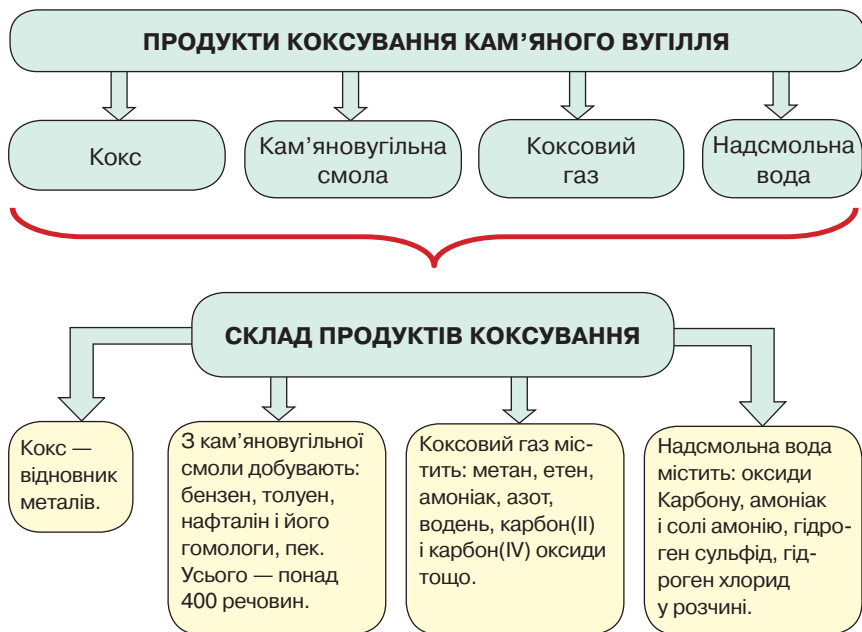


Рис. 89. Схема продуктів коксування кам'яного вугілля та їх складу

газів і рідких вуглеводнів окисненням за високих температур. Отриману газову суміш використовують як паливо. З рідкої фракції добувають суміш, подібну за складом до бензину.

На території України добувають вугілля в Донецькому, Львівсько-Волинському та Дніпровському кам'яновугільних басейнах.

Екологічні проблеми, спричинені використанням вуглеводневої сировини. Природний газ, який широко використовують у побуті та промисловості, екологічно є найбільш чистим паливом. Під час його згоряння виділяються речовини, які менш шкідливі, ніж ті, що утворюються при згорянні інших видів палива.

Однак спостерігається збільшення викидів вуглекислого газу в атмосферу, що є небезпечним для навколишнього середовища. Один із наслідків — виникнення парникового ефекту.



Пригадайте, яку шкоду довкіллю завдає парниковий ефект.

Учені вважають, що парниковий ефект спричиняє різке підвищення температури, яке призводить до глобальної зміни клімату на планеті.



Нафта та нафтопродукти за недбалого поводження з ними теж становлять екологічну загрозу. Здебільшого вони забруднюють річки, озера, моря й океани.

Основними джерелами забруднення води є:

витік нафти та нафтопродуктів під час катастроф унаслідок пошкодження суден, які транспортують ці продукти;

зливання продуктів хімічної, нафтохімічної та гірничо-видобувної промисловості в річки, звідки вони потрапляють у моря й океани; забруднення відходами життєдіяльності людей.

На поверхні води з нафти й нафтопродуктів утворюється плівка, яка не пропускає сонячне проміння й кисень у водне середовище. Це сповільнює процеси фотосинтезу, відповідно спричиняючи загибель водоростей, риб, водоплавних птахів та інших морських тварин.

Унаслідок забруднення стічними водами, які містять відходи промисловості, у річках, озерах, морях та океанах збільшується вміст гідроген сульфід, солей нітратної та ортофосфатної кислот. Через це розмножується багато водоростей, вода «зацвітає». Це явище негативно впливає на інші екосистеми, водойми забруднюються, що може призвести до їх цілковитого зникнення. Самовідновлення екосистем — довготривалий процес.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- Джерелами вуглеводнів є природні поклади **газу, нафти та вугілля**.
- **Природний газ** — суміш вуглеводнів, до складу якої входить: **метан** — 90–95 %, **етан** — 1–4 %, **пропан** — 1–1,5 %, **бутан** — 0,1–1 %, **пентан** — 1 %, а також у незначних об'ємних відсотках — гексан, азот, гідроген сульфід, вуглекислий газ. Застосовують як паливо та сировину для органічного синтезу.
- **Супутні нафтові гази** містять **метан** — 30–40 %, **етан** — 7–7,5 %, **пропан** — 21–22 %, **бутан** — 20–20,5 %. Характеризуються високим вмістом пропану й бутану. Сумішшю цих зріджених газів наповнюють балони, а також її використовують як паливо в побуті та пальне для автотранспорту. Крім того, застосовують як хімічну сировину для синтезу пластмас і каучуків, газового бензину тощо.
- **Нафта** — суміш, до складу якої входять вуглеводні різних класів. Під час термічного розкладу утворює нафтопродукти: бензин, лігроїн, гас, газойль, мазут. Усі нафтопродукти набули широкого застосування: авіаційний та автомобільний бензин, пальне для котлів і дизельних двигунів, мастила, парафін, вазелін, гудрон тощо.
- **Кам'яне вугілля** — тверда викопна вуглеводнева сировина, що містить 75–90 % Карбону. Продуктами переробки (коксування) кам'яного вугілля є кокс, кам'яновугільна смола, коксовий газ, надсмольна вода. Усі продукти коксування використовують у металургійній промисловості та промисловості органічного синтезу.

- Природний газ, нафта й нафтопродукти, кам'яне вугілля за неправильного використання їх у промисловості **загрожують навколишньому середовищу**.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Назвіть природні джерела вуглеводневої сировини.
2. Охарактеризуйте склад найпоширеніших джерел вуглеводнів: а) природного газу; б) нафти; в) кам'яного вугілля.
3. Обчисліть масову частку Карбону в бутані.
4. Обчисліть об'єм кисню (н. у.), який витратиться для повного згоряння природного газу об'ємом 20 м^3 , вважаючи, що він складається тільки з метану.
5. Обчисліть об'єм кисню (н. у.), що буде використано для згоряння дизельного пального масою 424 кг з масовою часткою Карбону 60% , нехтуючи неуглеводневими домішками.
6. Обчисліть об'єм кисню (н. у.) і повітря, що витратяться для згоряння бензину масою 848 кг з масовою часткою Карбону $84,9 \%$. Невуглеводневими домішками в бензині знехтуйте.
7. Сучасні модернізовані автомобільні двигуни витрачають бензин масою 5 кг на 100 км пройденого шляху. Обчисліть, який об'єм повітря буде витрачено на спалювання бензину, якщо до його складу входить Карбон із масовою часткою 86% , а решта — Гідроген.
8. Трактор за робочий день використав 30 кг пального, у якому масова частка Карбону становить 52% , а решта — Гідроген. Обчисліть об'єм витраченого повітря й об'єм карбон(IV) оксиду (н. у.), що виділився в атмосферу.



ЦІКАВО ЗНАТИ

• Великою екологічною загрозою для довкілля є скупчення сміття, особливо на сміттєзвалищах. Унаслідок процесів гниття накопичуються гази, що можуть самозайматися. Під час горіння утворюється значна кількість вуглекислого та чадного газів, гідроген сульфід, амоніак. Побічним продуктом горіння пластмаси та поролону може бути й ціанідна кислота.

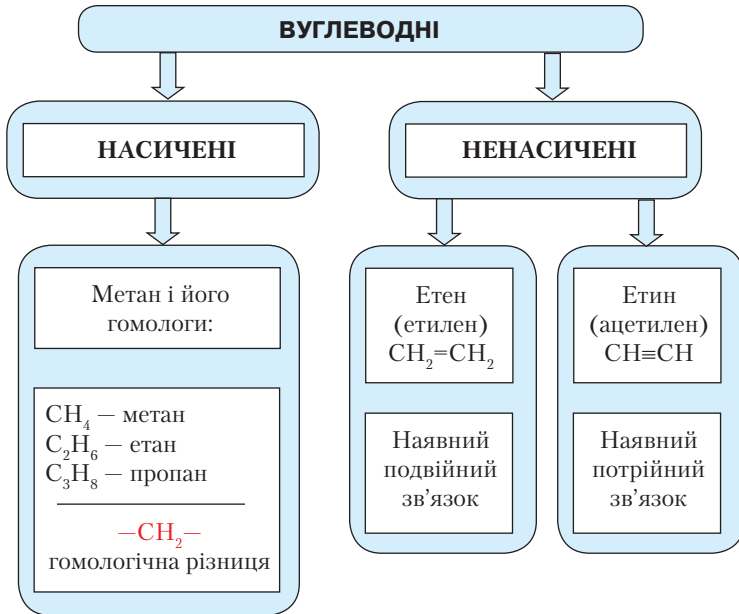
На Грибовицькому сміттєзвалищі, що на Львівщині, є гудронні озера. Ці нафтопродукти розкладаються не тільки за високих температур, а й під дією світла. Утворюються ароматичні вуглеводні, діоксини — хімічні речовини, надзвичайно небезпечні для навколишнього середовища й здоров'я людини.



НАВЧАЛЬНИЙ ПРОЕКТ

- I. Виконайте навчальний проект з теми «Альтернативні джерела енергії».
- II. Проведіть презентацію проекту.

УЗАГАЛЬНЕННЯ ЗНАТЬ З ПІДТЕМИ «ВУГЛЕВОДНІ»



Гомологи – сполуки, що подібні за будовою та хімічними властивостями, але відрізняються за складом молекул на одну або кілька груп атомів –CH₂–.

ВЛАСТИВОСТІ ВУГЛЕВОДНІВ

ФІЗИЧНІ

C_1 – C_4 – гази
 C_5 – C_{15} – рідини
 C_{16} і далі – тверді речовини

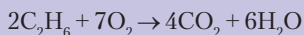
Метан – безбарвний газ, без запаху, легший за повітря, нерозчинний у воді, але розчинний в органічних розчинниках.

Етен – безбарвний газ, має слабкий фруктовий запах, трохи легший за повітря, малорозчинний у воді.

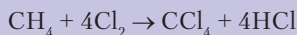
Етин – фізичні властивості такі самі, як і в етену, але запах відсутній.

ХІМІЧНІ

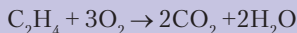
1. Реакція горіння:



2. Реакція хлорування:

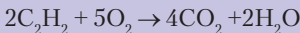


Реакція горіння:



Горить світним полум'ям.

Реакція горіння:



Горить кіптявим полум'ям.

ПРИРОДНІ ДЖЕРЕЛА ВУГЛЕВОДНІВ



Природний газ



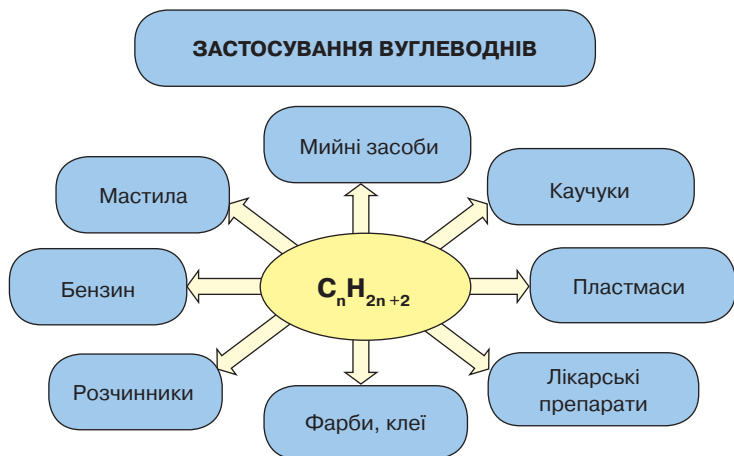
Супутні нафтові гази



Нафта



Кам'яне вугілля



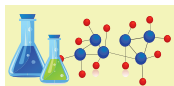
ЕТЕН (ЕТИЛЕН)

Синтез етанолу, етанової кислоти, поліетилену, прискорення досягання овочів і фруктів.
Хлоропохідні — для знезараження зерносховищ, боротьби зі шкідниками ягідних кущів.

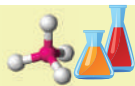
ЕТИН (АЦЕТИЛЕН)

Синтез етанолу, етанової кислоти, ацетальдегіду; сировина для виробництва каучуків, пластмас, розчинників, лаків; для різання та зварювання металів.

Полімери — високомолекулярні сполуки, що утворюються внаслідок сполучення великої кількості молекул речовин, які мають у своєму складі кратні зв'язки.



ОКСИГЕНОВМІСНІ ОРГАНІЧНІ РЕЧОВИНИ



§ 26. ПОНЯТТЯ ПРО СПИРТИ. ЕТАНОЛ І ГЛІЦЕРОЛ



Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- *знати* молекулярні та структурні формули етанолу як одноатомного спирту та гліцеролу як триатомного спирту;
- *розрізняти* одно- й багатоатомні спирти;
- *пояснювати* застосування етанолу й гліцеролу;
- *характеризувати* фізичні властивості етанолу та гліцеролу; реакцію горіння етанолу та якісну реакцію на гліцерол;
- *висловлювати судження* про отруйність етанолу, його фізіологічну дію на організм людини.

Склад і будова молекул етанолу. Крім органічних речовин, до складу яких входять Карбон і Гідроген, існують оксигеновмісні сполуки. До них належать спирти — одно- й багатоатомні. Представником одноатомних спиртів є *етанол*, багатоатомних — *гліцерол*. Розглянемо їхній склад і будову молекул.

Етанол — органічна сполука, будову молекули якої можна розглядати як похідну етану, у молекулі якого один атом Гідрогену заміщено на гідроксильну групу —ОН (рис. 90).

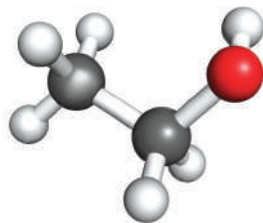
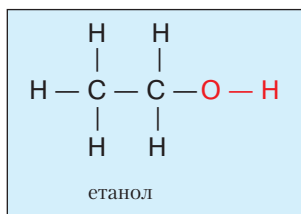
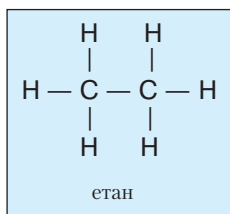


Рис. 90. Кулестержнева модель молекули етанолу

Напишемо структурні формули цих сполук.



Органічні речовини, до складу яких входить одна або кілька гідроксильних груп, називають **спиртами**.

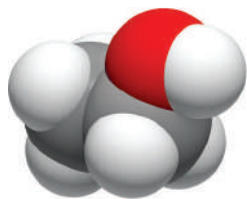
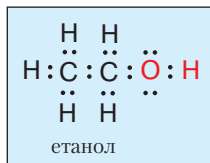


Рис. 91. Масштабна модель молекули етанолу

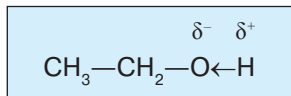
На *рисунку 91* зображено масштабну модель молекули етанолу. Обидві моделі демонструють, що в складі молекули етанолу є тільки одна гідроксильна група. Такі спирти належать до групи **одноатомних**.

На основі структурної формули етанолу можна скласти електронну формулу, замінивши риси крапками.



Електронна формула унаочнює, що в молекулі етанолу атоми Карбону — чотиривалентні.

Скорочена структурна формула етанолу: **CH₃—CH₂—OH**. Наявність у складі молекули гідроксильної групи, зокрема атома Оксигену, спричиняє її полярність. Атом Оксигену, як більш електронегативний, відтягує на себе електронну густину зв'язку O—H. На атомі Оксигену утворюється частковий негативний заряд, а на атомі Гідрогену — частковий позитивний. Їх позначають відповідно δ^- і δ^+ . Зміщення електронної густини позначають стрілкою, спрямованою до більш електронегативного елемента.



Отже, молекула етанолу — полярна. Це впливає на властивості речовини та класу речовин, до якого вона належить.

Фізичні властивості етанолу. Етанол (етиловий спирт) — це рідина, добре розчинна у воді в будь-яких співвідношеннях. Прозора, має характерний запах. Температура кипіння низька й становить 78,4 °С. Густина — 0,8 г/мл.

Серед спиртів немає газів. Це пояснюється наявністю полярного ковалентного зв'язку, завдяки чому між молекулами, подібно до води, виникає водневий зв'язок.



Пригадайте, який зв'язок називають **водневим**.

Утворення водневого зв'язку між молекулами спиртів показано на прикладі етанолу (*рис. 92*), а між молекулами води й етанолу — на *рисунку 93*.

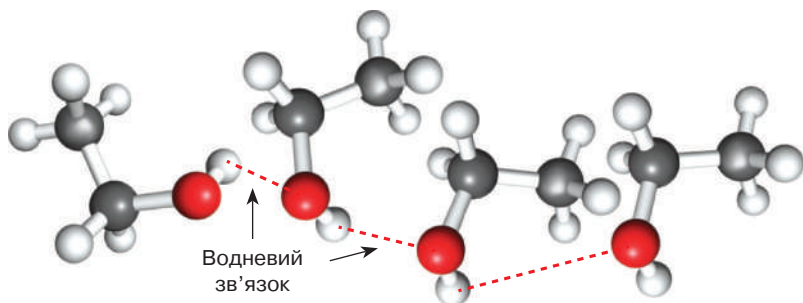


Рис. 92. Схема утворення водневого зв'язку між молекулами етанолу

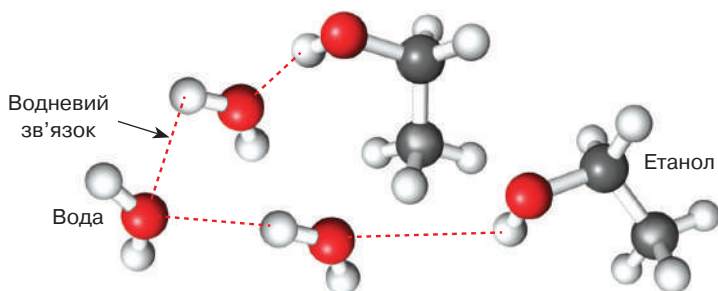


Рис. 93. Схема утворення водневого зв'язку між молекулами етанолу та води

Водневий зв'язок утворюється між атомом Гідрогену, на якому концентрується частковий позитивний заряд однієї молекули, й атомом Оксигену іншої молекули, на якому зосереджено частковий негативний заряд. Молекули спирту асоційовані.

ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ЕТАНОЛУ. Вам уже відомо, що властивості речовин залежать від їхньої будови. Тому властивості етанолу зумовлені складом молекули, яка містить групу $-\text{OH}$ і залишок насиченого вуглеводню етану $-\text{C}_2\text{H}_5$.

Усі органічні речовини горять. Проведемо демонстраційний дослід.

Дослід 1. Наллємо етанол на дно чашки Петрі й обережно запалимо його. Як легкозаймиста речовина, він швидко спалахує й горить блакитним, ледь помітним полум'ям з виділенням великої кількості тепла (рис. 94).



Рис. 94. Горіння етанолу

Рівняння реакції:



Склад і будова молекули гліцеролу. *Гліцерол* — триатомний спирт, тобто в його молекулі міститься не одна, як в етанолу, а три групи $-\text{OH}$. Будову його молекули можна розглядати як похідну пропану, у якого біля кожного атома Карбону один атом Гідрогену, заміщений гідроксильною групою (рис. 95, 96).

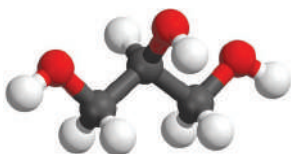
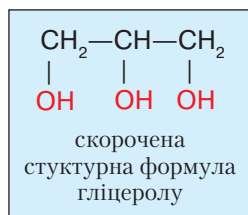
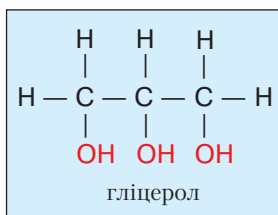
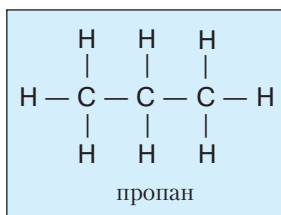


Рис. 95. Кулестержнева модель молекули гліцеролу



Рис. 96. Масштабна модель молекули гліцеролу



Фізичні властивості гліцеролу. Гліцерол — рідина без запаху та кольору, в'язка. В'язкість його, порівняно з етанолом, зумовлена наявністю трьох гідроксильних груп. За їхньою участю утворюється більше водневих зв'язків, ніж в етанолу. Солодкий на смак. Температура кипіння гліцеролу — 42°C . Це *гігроскопічна речовина*, тобто така, що має здатність вбирати воду з повітря. Тому гліцерол добре розчинний у воді. Проведемо демонстраційний дослід.

Дослід 2. Наллємо в пробірку воду об'ємом 0,5–1 мл. Додамо кілька крапель гліцеролу й перемішаємо суміш. Додамо ще кілька крапель гліцеролу та знову перемішаємо.

За результатами дослідження можна зробити висновок, що гліцерол добре розчинний у воді.

Хімічні властивості гліцеролу. Хімічні властивості гліцеролу, як і фізичні, зумовлені наявністю трьох гідроксильних груп.

Тому їх можна асоціювати з хімічними властивостями етанолу, тобто одноатомних спиртів.

Гліцерол горить майже безбарвним полум'ям, незважаючи на високий вміст Карбону. Рівняння реакції:



Гліцерол взаємодіє з купрум(II) гідроксидом. Продемонструємо це дослідом.

Дослід 3. Добудемо купрум(II) гідроксид реакцією обміну між речовинами купрум(II) сульфату та натрій гідроксиду.



Напишіть самостійно рівняння реакції.

До утвореного осаду додамо гліцерол об'ємом 1 мл. Суміш перемішаємо. Спостерігаємо, що осад розчиняється й утворюється синій розчин купрум(II) гліцерату.

За допомогою цієї реакції можна визначити багатоатомні спирти та відрізнити їх від інших органічних сполук. Отже, ця реакція є **якісною на багатоатомні спирти**.

Отруйність етанолу. Згубна дія алкоголю на організм людини.

Етанол — спирт, який чинить наркотичну дію на організм людини. Вивчаючи основи здоров'я та біологію, ви дізналися, що систематичне вживання спиртних напоїв призводить до хронічного отруєння організму. Виникає захворювання — алкоголізм. Хворобу спричиняє властивість етанолу добре розчинятися, а отже, і легко всмоктуватися в кров, яка розносить його до всіх органів. У печінці спирти окиснюються до *альдегідів* — токсичних речовин, які спричиняють таку важку недугу, як цироз (руйнування клітин печінки).

За тривалого вживання спиртів уражаються всі органи: погіршується робота серця та нирок, нервової, серцево-судинної систем. Знижується апетит, виникають зміни в органах травлення. У людини, яка систематично вживає алкоголь, спостерігаються послаблена увага, некоординовані рухи, гальмується робота головного мозку.

Особливу шкоду алкоголь завдає здоров'ю дітей і підлітків. Уживання його знижує гостроту зору та слуху, затримує ріст і розумовий розвиток, може викликати страшне захворювання — недокрів'я.

Щоб запобігти цій небезпеці, кожна людина має усвідомити згубну дію алкоголю та свідомо вести здоровий спосіб життя. Це допоможе вирішити дві проблеми суспільства: медичну та соціальну.

Застосування етанолу. Етанол і гліцерол — спирти, що мають важливе значення в промисловості та побуті. Галузі застосування етанолу подано на *рисунку 97*.

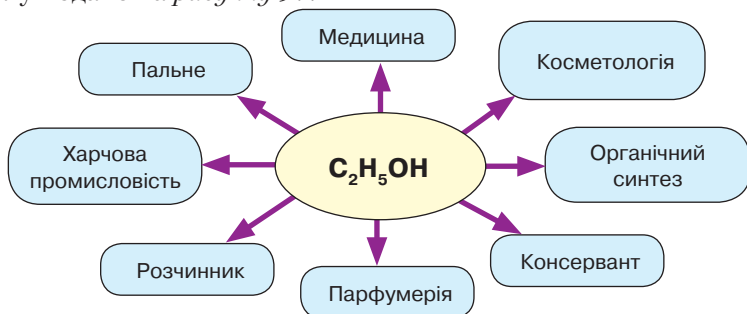


Рис. 97. Схема застосування етанолу

Ознайомимося з кожною галуззю застосування етанолу детальніше.

У медицині етанол застосовують для компресів під час застудних захворювань, виготовлення лікувальних настоянок, для знезараження поверхні тіла під час операцій, аналізу крові, дезінфекції хірургічних інструментів, рук лікаря. Антисептичну дію етанолу використовують для консервування біологічних препаратів.

Етанол — альтернативне джерело енергії для двигунів внутрішнього згоряння, оскільки він, порівняно з бензином, є екологічно чистим. Добавка до бензину 10 % етанолу заощаджує використання нафти. Як енергетичне пальне використовують у побуті.

Як розчинник етанол застосовують для виготовлення екстрактів з рослин, настоянок з лікувальних трав, їхніх квітів чи насіння. У парфумерії етанол — основний компонент ароматичних косметичних засобів (парфумів, одеколонів, парфумованої води тощо). Набули поширення дезодоранти — засоби проти поту. Однак аерозолі, у яких вони розчинені, негативно впливають на озоновий шар планети. У побуті етанол придатний для виведення жирних плям.

У харчовій промисловості його використовують як консервант, харчовий продукт.

Досить широкий спектр застосування етанолу як сировини в органічному синтезі. Значна його кількість витрачається на синтез етанової (оцтової) кислоти, синтетичних каучуків, гуми, пластмас, естерів.

Застосування гліцеролу. Гліцерол — триатомний спирт, який використовують у фармацевтичній промисловості для виготовлення мазей, гелів і кремів. На основі гліцеролу добувають нітрогліцерол — судинорозширювальний засіб, що у формі таблеток

чи капсул застосовують при захворюванні серця. Цю саму речовину використовують і для виробництва вибухових речовин.

Гліцерол, як і етанол, — добрий розчинник. Тому його застосовують для виведення плям органічного походження.

Як пом'якшувальний засіб, гліцерол використовують у косметології для виготовлення кремів, помад, зубних паст. Він входить до складу туалетного мила. У шкіряній промисловості гліцерол застосовують для вичинювання шкіри, а в текстильній — для пом'якшення ниток.

У харчовій промисловості гліцерол додають до лікерів, хлібобулочних, макаронних і кондитерських виробів.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Етанол** — одноатомний спирт, до складу якого входить залишок насиченого вуглеводню етану $\text{—C}_2\text{H}_5$ й одна **гідроксильна група —ОН**.
- **Гліцерол** — триатомний спирт, молекулу якого розглядають як похідну пропану, у якого один атом Гідрогену біля кожного атома Карбону заміщений на **гідроксильну групу**.
- Фізичні та хімічні властивості спиртів (одноатомних і багатоатомних) зумовлені наявністю **гідроксильних груп**. У гідроксильній групі електронна густина зв'язку $\text{—O} \leftarrow \text{H}$ зміщена до атома Оксигену.
Молекули спиртів полярні.
- Полярність молекул є причиною утворення **водневого зв'язку**.
- Етанол і гліцерол вступають у реакції повного окиснення, унаслідок яких утворюються карбон(IV) оксид і вода. Реакції екзотермічні.
- **Якісною реакцією** на гліцерол є утворення синього розчину під час взаємодії з купрум(II) гідроксидом.
- **Етанол і гліцерол** широко застосовують у медицині, харчовій промисловості, парфумерії, органічному синтезі тощо.
- **Гліцерол** також використовують у шкіряній і текстильній промисловості, виробництві мила, зубних паст, косметики.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Позначте молекулярну формулу етанолу.
A $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$ **B** $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$ **B** $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ **Г** $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$
2. Позначте формулу спирту з характерним запахом.
A $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$ **B** $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ **B** $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$ **Г** $\text{C}_4\text{H}_9\text{O}$
3. Обчисліть і вкажіть масову частку Карбону в етанолі.
A 51,97 % **B** 52,37 % **B** 51,2 % **Г** 52,17 %
4. Обчисліть і вкажіть об'єм кисню (н. у.), витраченого на згорання етанолу масою 145,83 г.
A 213,04 л **B** 215,07 л **B** 217,05 л **Г** 216,02 л

- На повне окиснення гліцеролу витрачено кисень об'ємом 15,68 л (н. у.). Обчисліть, яка маса гліцеролу згоріла та який об'єм карбон(IV) оксиду (н. у.) утворився.
- Обчисліть масу етанолу й об'єм кисню (н. у.), що вступили в реакцію повного окиснення, якщо утворився карбон(IV) оксид об'ємом 336 л.
- Обчисліть об'єм карбон(IV) оксиду (н. у.) і масу води, що утворюються за повного згоряння гліцеролу масою 64,4 г. Якій кількості речовини відповідає така маса гліцеролу?



§ 27. ЕТАНОВА (ОЦТОВА) КИСЛОТА: ФІЗИЧНІ ТА ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ, ЗАСТОСУВАННЯ



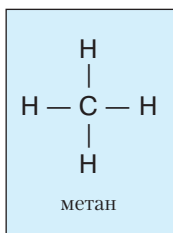
Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- *пояснювати* молекулярну, структурну й електронну формули етанової кислоти;
- *характеризувати* фізичні та хімічні властивості етанової кислоти;
- *складати* рівняння реакцій, що характеризують хімічні властивості етанової кислоти;
- *спостерігати* перебіг реакцій, що характеризують хімічні властивості етанової кислоти;
- *досліджувати* хімічні властивості етанової кислоти та робити висновки з досліджень.

Склад і будова молекули етанової кислоти. На прикладі етанової (оцтової) кислоти ви ознайомитеся з представником класу оксигеновмісних органічних сполук — *кислотами*.

Розчин цієї кислоти з масовою часткою 9 % відомий під назвою «оцет», його використовують як смакову приправу.

Розглянемо склад і будову молекули етанової кислоти. Її можна розглядати як похідну метану, у молекулі якого один атом Гідрогену заміщений на групу —COOH.



Скорочені структурна й електронна формули, моделі молекули етанової кислоти (рис. 98, 99) доводять, що атом Карбону, як і в інших органічних сполуках, чотиривалентний.

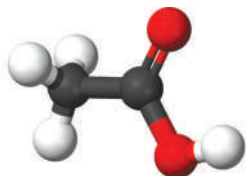


Рис. 98. Кулестержнева модель молекули етанової кислоти

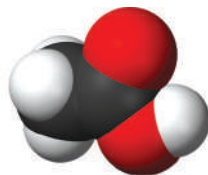


Рис. 99. Масштабна модель молекули етанової кислоти

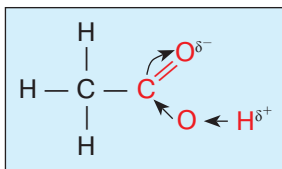
Фізичні властивості. *Етанова кислота* — безбарвна рідина, прозора, з характерним запахом, летка, кисла на смак. Вона добре розчиняється у воді й сама розчиняє чимало органічних сполук.

Густина етанової кислоти за звичайних умов — $1,05 \text{ г/см}^3$, тобто вона трохи важча за воду. Температура плавлення становить $16,6^\circ\text{C}$, температура кипіння — $181,1^\circ\text{C}$.



Поясніть, чому температура кипіння етанової кислоти є високою.

Хімічні властивості. З'ясуємо склад молекули етанової кислоти. Вона складається з групи $-\text{CH}_3$ та карбоксильної групи. Атом Оксигену, сполучений подвійним зв'язком з атомом Карбону, як більш електронегативний, спричиняє зміщення електронної густини до нього. У результаті послаблюється зв'язок між атомами Оксигену та Гідрогену. Атом Гідрогену стає рухливіший і може заміщуватися, підтверджуючи її кислотний характер.



Електролітична дисоціація. Зважаючи на те, що етанова кислота є слабким електролітом, вона дисоціює частково на йони — катіони Гідрогену й аніони кислотного залишку:



Дисоціацію кислоти й наявність іонів Гідрогену в розчині можна підтвердити зміною забарвлення індикаторів. Проведемо демонстраційний дослід.



Пригадайте дію неорганічних кислот на індикатори.

Дослід 1. Дія етанової кислоти на індикатори. Наллємо в три пробірки розчин етанової кислоти об'ємом 1,5–2 мл. У кожную з пробірок додамо по декілька крапель розчинів індикаторів: у першу — лакмусу, у другу — метилового оранжевого, у третю опустимо універсальний індикаторний папір. Спостерігаємо зміну забарвлення індикаторів, що є переконливим доказом кислотного середовища в розчині цієї кислоти.

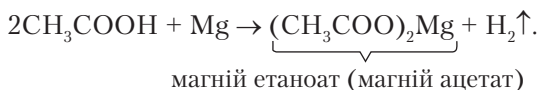
Взаємодія з металами. Чи взаємодіє етанова кислота з металами, перевіримо за допомогою досліді.



Пригадайте, як взаємодіють неорганічні кислоти з металами.

Дослід 2. Взаємодія етанової кислоти з магнієм. Покладемо у дві пробірки по гранулі магнію. Наллємо в першу пробірку розчин етанової кислоти, у другу — хлоридної кислоти.

У двох пробірках відбуваються реакції, що супроводжуються виділенням водню. Однак у пробірці з етановою кислотою водень виділяється повільніше. Це свідчить про те, що вона є слабкою кислотою. Напишемо рівняння реакції:



Йонно-молекулярне рівняння:



Солі етанової кислоти дістали загальну назву **етаноати**.

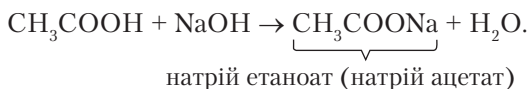


Поясніть, чому в йонно-молекулярному рівнянні етанова кислота подана в молекулярній формі.

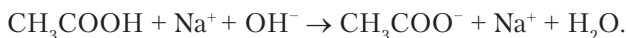
Взаємодія з лугами. Як і неорганічні кислоти, етанова кислота взаємодіє з розчинами лугів. Проведемо демонстраційний дослід.

Дослід 3. Взаємодія етанової кислоти з лугами. Наллємо в пробірку розчин натрій гідроксиду об'ємом 1 мл і додамо кілька крапель розчину фенолфталеїну. Невеликими порціями доллємо розчин етанової кислоти.

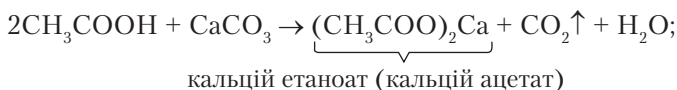
Фенолфталеїн знебарвлюється. Отже, етанова кислота нейтралізувала луг:



Йонно-молекулярне рівняння:



Дослід 4. Взаємодія етанової кислоти із солями. Покладемо в пробірку шматочок крейди. Доллемо розчин етанової кислоти. Відбувається виділення газу:



Результати проведених досліджень свідчать про те, що етанова кислота проявляє властивості, подібні до властивостей неорганічних кислот.

Однак, як органічна сполука, вона горить слабосвітним полум'ям з утворенням карбон(IV) оксиду та води.

Застосування етанової кислоти. Етанова кислота, що відома людству здавна, має надзвичайно широкий спектр застосування в побуті та різних галузях промисловості (рис. 100).



Розкажіть про застосування етанової кислоти, користуючись схемою (рис. 100), або виконайте навчальний проект.

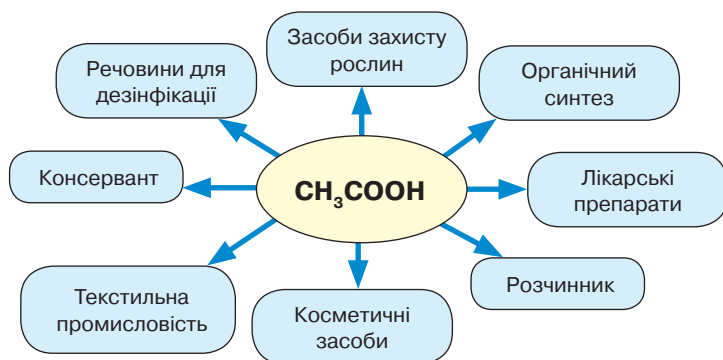


Рис. 100. Схема застосування етанової кислоти



Практична робота 3

Властивості етанової кислоти

Виконавши цю практичну роботу, ви зможете:

- *закріпити* вміння й *набути навичок* самостійно досліджувати властивості етанової кислоти;
- *спостерігати* перебіг хімічних реакцій між етановою кислотою та металами, лугами, солями; зміну забарвлення індикаторів;
- *набути* практичних умінь у дослідженні речовин, а також робити висновки.

! Повторіть правила безпеки під час роботи з речовинами й лабораторним посудом і приладдям та суворо дотримуйтеся їх.

Мета практичної роботи — закріпити вміння проводити дослідження властивостей речовин і спостерігати їх, самостійно виконати запропоновані завдання, зробити відповідні висновки.

Завдання 1. Дослідіть дію етанової кислоти на індикатори. Опишіть спостереження та зробіть висновки.

Завдання 2. Здійсніть реакцію взаємодії етанової кислоти з магнієм. Опишіть спостереження та зробіть висновки.

Завдання 3. Дослідіть взаємодію етанової кислоти з лугами. Опишіть спостереження та зробіть висновки.

Завдання 4. Дослідіть взаємодію етанової кислоти із солями. Опишіть спостереження та зробіть висновки.

Результати досліджень оформіть у зошиті для практичних робіт.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Етанова кислота** — представник насичених карбонових кислот, до складу якої входить залишок молекули метану $-\text{CH}_3$ і карбоксильна група $-\text{COOH}$.
- **Карбоксильна група** зумовлює властивості етанової кислоти внаслідок поляризації зв'язку до більш електронегативного атома Оксигену та послаблення зв'язку між атомами Оксигену й Гідрогену.
- **Етанова кислота** — **слабкий електроліт**, однак змінює забарвлення індикаторів. Як кислота **реагує з металами, основами, солями**.
- **Етанову кислоту** широко застосовують у різних галузях промисловості: харчовій, текстильній, фармацевтичній, вона є сировиною для органічного синтезу, розчинником багатьох речовин.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

- Укажіть групу карбонових кислот.
А –COOH **Б** –OH **В** –CON **Г** –C=O
- Укажіть назву класу речовин, до якого належить етанова кислота.
А одноатомні спирти **Б** насичені вуглеводні
В багатоатомні спирти **Г** одноосновні карбонові кислоти
- Укажіть формулу етанової кислоти.
А CH₃–CON **Б** CH₃–OH **В** CH₃–COOH **Г** CH₃–CH₃
- Напишіть рівняння реакцій між етановою кислотою та: а) кальцієм; б) барій гідроксидом; в) натрій карбонатом.
- Під час взаємодії етанової кислоти з магнієм виділився водень об'ємом 44,8 л (н. у.). Обчисліть масу етанової кислоти, що прореагувала.
- Обчисліть маси вихідних речовин, якщо в результаті реакції утворився натрій етаноат масою 73,8 г. Назвіть вихідні речовини.
- Натрій карбонат повністю прореагував з розчином етанової кислоти масою 500 г з масовою часткою кислоти 6 %. Обчисліть маси натрій етаноату та води й об'єм газу (н. у.), що утворилися.



§ 28. ПОНЯТТЯ ПРО ВИЩІ КАРБОНОВІ КИСЛОТИ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *називати* вищі карбонові кислоти, зокрема пальмітинову, стеаринову та олеїнову;
- *пояснювати* склад молекул стеаринової та олеїнової кислот; реакції добування мила;
- *характеризувати* властивості мила, його склад, мийну дію;
- *обґрунтовувати* застосування жирів, їх біологічну дію;
- *висловлювати судження* про значення вищих карбонових кислот.

Поняття про вищі карбонові кислоти. На відміну від етанової кислоти, вищі карбонові кислоти характеризуються тим, що до складу їхніх молекул входять понад 10 атомів Карбону. Вони належать до одноосновних, бо в кожній молекулі міститься тільки одна карбоксильна група. Серед вищих карбонових кислот є кислоти насиченого й ненасиченого складу.

До вищих насичених одноосновних карбонових кислот належать пальмітинова (гексадеканова) і стеаринова (октадеканова) кислоти.

Розглянемо склад їхніх молекул. Хімічна формула пальмітинової кислоти: CH₃–(CH₂)₁₄–COOH. Її молекула містить насичений вуглеводневий радикал –C₁₅H₃₁ і карбоксильну групу –COOH.

Хімічна формула стеаринової кислоти $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_{16}-\text{COOH}$. Вуглеводневий радикал $-\text{C}_{17}\text{H}_{35}$ сполучений з карбоксильною групою.

З вищих ненасичених карбонових кислот поширена олеїнова (октадек-9-енова) кислота, молекулярна формула якої $\text{C}_{17}\text{H}_{33}-\text{COOH}$. Моделі масштабних молекул пальмітинової та олеїнової кислот зображено на *рисунках 101 і 102*.



Рис. 101. Масштабна модель молекули пальмітинової кислоти

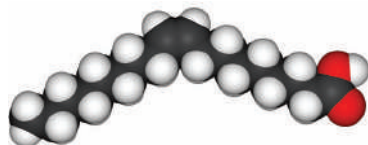


Рис. 102. Масштабна модель молекули олеїнової кислоти

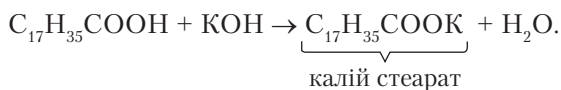
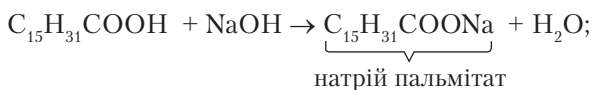
Фізичні властивості вищих карбонових кислот. Пальмітинова й стеаринова кислоти — тверді речовини білого кольору (*рис. 103*), нерозчинні у воді. Вони не мають запаху, жирні на дотик. Упевнитися в цьому можна, дослідивши стеаринову свічку.



Рис. 103. Стеарин

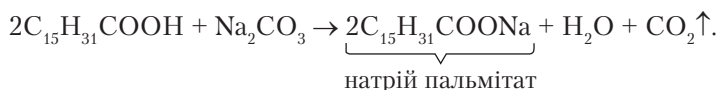
Вищі ненасичені кислоти здебільшого рослинного походження, хоча є винятки. Олеїнова кислота — рідина, жирна, нерозчинна у воді.

Хімічні властивості. Вищі карбонові кислоти, насичені та ненасичені, реагують з розчинами лугів з утворенням солей пальмітинової, стеаринової та олеїнової кислот. Рівняння реакцій:



Унаслідок взаємодії з натрій і калій гідроксидами утворюються натрієві й калієві солі пальмітинової та стеаринової кислот, які є основною складовою частиною **мила**.

Пальмітинова й стеаринова кислоти реагують з розчинами солей. Наприклад:



Олеїнова кислота, реагуючи з лугами, утворює солі — **олеати**.



Напишіть самостійно рівняння реакцій взаємодії олеїнової кислоти з натрій гідроксидом і натрій карбонатом.

Взаємодія вищих карбонових кислот із содою — це промисловий спосіб добування господарського мила. Додаючи ароматизатори, барвники, жири, рослинні добавки, парфуми, з нього виготовляють різні сорти туалетного мила. Його якість залежить від інгредієнтів і способу виробництва.

Отже, солі вищих карбонових кислот називають **милами**. Їх поділяють на тверді та рідкі. Натрієві солі — це тверде мило, калієві — рідке. Вони добре розчинні у воді, мильні на дотик, проявляють високу мийну дію.

Мийна дія мила. Основною речовиною мила є солі вищих карбонових кислот. До їх складу входять неполярний великий ($C_{15}-C_{17}$) вуглеводневий радикал і полярна складова — група атомів $-COO^-Na^+$ або $-COO^-K^+$.

Потрапляючи у воду, йони кислотних залишків вищих карбонових кислот своїми полярними полюсами орієнтуються до полярних молекул води, а неполярними вуглеводневими радикалами — до неполярних частинок бруду. Частинки бруду потрапляють в оточення «мильних» йонів, вони легко відщеплюються та переходять у розчин.

Нерозчинними у воді є солі вищих карбонових кислот, до складу яких входять йони Кальцію та Магнію. Вони утворюються внаслідок реакцій обміну між солями, що містяться у твердій воді й випадають в осад. Унаслідок цього мило втрачає мийну властивість.

Останнім часом дістав поширення спосіб миловаріння в домашніх умовах. Популярність такого мила зумовлена тим, що воно якісне й корисне.

Для виготовлення мила в домашніх умовах використовують натуральні жири — як тверді, так і рідкі, зокрема: свиняче, яловиче, бараняче сало, оливкову, лляну, конопляну, пальмову й інші олії, натуральні барвники та запашні трави, фрукти. Милу надають різної форми, кольору, завдяки чому воно має значно привабливіший вигляд (рис. 104) і може бути гарним подарунком.



Рис 104. Мило, виготовлене в домашніх умовах



Фізіологічна дія мила. Насамперед мило є засобом гігієни людини. Господарське мило — антисептик, тому може бути використане для лікування ран, запальних процесів шкіри, грибкових захворювань нігтів на ногах і стоп. Миття волосся господарським милом позбавляє людину лупи, яка з'являється внаслідок сухості шкіри голови. Милом протирають місце опіку, а мильним розчином лікують нежить на початковій стадії.

Туалетне мило проявляє корисну дію залежно від інгредієнтів у ньому. Це можуть бути екстракти різних трав, зокрема ромашки, алое, нагідки лікарської (календули), звіробію, ялиці. Вони діють як захисний, заспокійливий, тонізуючий, живильний засіб, попереджують почервоніння від зовнішніх подразників, прищів і вугрів. Вазелін, гліцерол і мед у милі допомагають уникнути пересихання шкіри, розм'якшують її, роблять ніжною та привабливою.

Тому важливо вміти правильно дібрати мило для власного користування. У цьому вам допоможе вміння прочитати та проаналізувати етикетку. Надмірна кількість синтетичних речовин, ароматизаторів, барвників, речовин для дезінфікації негативно впливає на шкіру, робить її сухою та грубою, спричиняє алергічні прояви.

У кожному господарстві мило є засобом дотримання чистоти не тільки рук і тіла, а й одягу (прання), посуду, поверхонь меблів. Виробництво мила в домашніх умовах може стати основою підприємницької діяльності всієї родини.

У природі трапляються рослини, що містять **сапоніни**. Назва походить від латинського слова *sapo*, що означає «мило». Сапоніни містяться в різних частинах рослин: коренях і кореневищах, стеблах, листках, квітах. Їм властива висока поверхнева активність. Сапоніни є в бузині, кореневищах мильнянки лікарської, папороті-орляка, коренях женьшеню, синюхи блакитної, калюжниці болотної, білої лілії та інших. Вони знеболюють рани, розріджують бронхіальний слиз, усувають запалення.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- Вищі одноосновні карбонові кислоти поділяють на **насичені** й **ненасичені**. З насичених найбільш поширені **пальмітинова** та **стеаринова** кислоти, з ненасичених — **олеїнова**.
- До складу вищих карбонових кислот входять неполярні вуглеводневі радикали з великою кількістю атомів Карбону (C_{15} – C_{17}) і полярні карбоксильні групи $-COOH$.
- Натрієві та калієві солі вищих карбонових кислот називають **милами**. **Натрієві солі утворюють тверде мило, калієві — рідке**.
- Мийна дія мила зумовлена його складом і будовою.

- **Мило** — засіб гігієни, запорука чистоти посуду, одягу, поверхонь меблів, засіб профілактики та лікування багатьох захворювань шкіри й організму загалом.
- Мийна дія властива багатьом рослинам, що містять **сапоніни**.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Укажіть молекулярну формулу пальмітинової кислоти.
А $C_{17}H_{35}-COOH$ **Б** $C_{15}H_{31}-OH$ **В** $C_{15}H_{31}-COOH$ **Г** $C_{17}H_{33}-COOH$
2. Укажіть скорочену структурну формулу олеїнової кислоти.
А $CH_3-(CH_2)_4-CH_2-(CH_2)_4-COOH$
Б $CH_3-(CH_2)_7-CH_2-(CH_2)_7-COOH$
В $CH_3-(CH_2)_5-CH_2-(CH_2)_5-COOH$
Г $CH_3-(CH_2)_7-CH=CH-(CH_2)_7-COOH$
3. Укажіть реакцію утворення натрій стеарату.
А $2C_{15}H_{31}-COOH + Na_2CO_3 \rightarrow 2C_{15}H_{31}COONa + H_2O + CO_2 \uparrow$
Б $2C_{17}H_{35}-COOH + K_2CO_3 \rightarrow 2C_{17}H_{35}COOK + H_2O + CO_2 \uparrow$
В $2C_{17}H_{35}-COOH + Na_2CO_3 \rightarrow 2C_{17}H_{35}COONa + H_2O + CO_2 \uparrow$
Г $C_{15}H_{31}-COOH + NaOH \rightarrow C_{15}H_{31}COONa + H_2O$
4. Порівняйте склад і фізичні властивості стеаринової та олеїнової кислот. Напишіть скорочені структурні формули.
5. Обчисліть масову частку Карбону в складі калій пальмітату.
6. Обчисліть масу натрій стеариноату, що утворився внаслідок повної взаємодії натрій карбонату масою 318 кг з відповідною кислотою. Якій кількості речовини відповідає маса утвореного продукту?
7. У результаті взаємодії олеїнової кислоти з калій гідроксидом утворилася сіль масою 64 кг. Обчисліть маси вихідних речовин. Назвіть утворену сіль.



ЦІКАВО ЗНАТИ

• Новий винахід британських учених стосується так званого «магнітного мила». До його складу входять солі Феруму. Таке мило розчиняє бруд, який потім можна зібрати за допомогою магніту, що й зумовило його назву. Цей винахід має важливе значення, оскільки, застосовуючи його, можна очищувати води стічних труб, водойми після катастроф, пов'язаних із розтіканням нафти.

Дж. Істоу, професор хімії Брістольського університету, повідомив, що «магнітне мило» зможе відчистити від нафти пір'я птахів (*За матеріалами сайта: <http://podrobnosti.ua/817395-britanskie-uchenye-izobreli-magnitnoe-mylo.html>*).



§ 29. ЖИРИ, ЇХ БІОЛОГІЧНА РОЛЬ



Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- *пояснювати* склад і будову молекул жирів, розповісти про історію дослідження складу жирів та їх застосування;
- *розрізняти* жири за складом;
- *характеризувати* фізичні властивості жирів; біологічні функції та роль жирів;
- *висловлювати судження* про значення жирів.

Склад і будова молекул жирів. До складу жирів входять залишки молекул уже вивчених вами органічних сполук. Це — гліцерол і вищі карбонові кислоти.

Отже, **жири** — це складні речовини, утворені триатомним спиртом гліцеролом і вищими карбоновими кислотами.

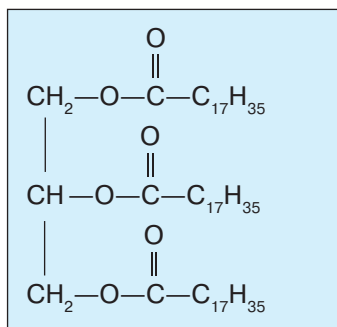


Жири — це продукти взаємодії гліцеролу та вищих карбонових кислот.

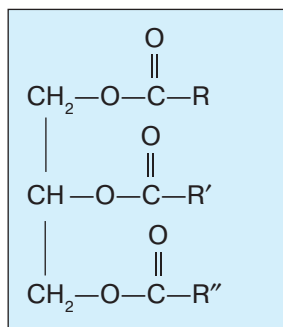
Для визначення складу жирів французькі хіміки М. Е. Шеврель і Е. М. Бергто використали два взаємопов'язані методи наукового дослідження: аналіз і синтез. У 1817 р. М. Е. Шеврель розклав жири на гліцерол і невідомі на той час сполуки, якими виявилися карбонові кислоти: пальмітинова, стеаринова, олеїнова. Його співвітчизник у 1854 р. здійснив синтез жиру з гліцеролу та стеаринової кислоти — тристеарат.

Роботи цих учених підтвердили склад і будову жирів.

На основі їхніх досліджень складемо молекулярну формулу жиру — тристеарату.

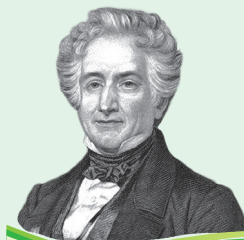


або

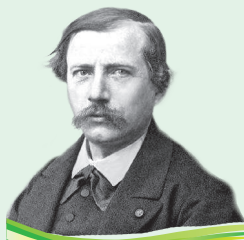


Літери R, R', R'' позначають залишки молекул вищих карбонових кислот.

Мішель Ежен Шеврель (1786–1889) — французький хімік-органік, один із творців методу аналізу в органічній хімії. Досліджував будову рослинних і тваринних жирів, пояснив реакцію омилення. Найважливіші праці присвячені дослідженню вищих карбонових (жирних) кислот. Установив кількісний склад молекули гліцеролу й довів, що тваринні та рослинні жири — естери гліцеролу та вищих карбонових кислот. Виділив холестерин і деякі вищі карбонові кислоти, зокрема стеарин. У 1825 р. запатентував виробництво стеаринових свічок.



П'єр Ежен Марселен Бертло (1827–1907) — французький учений-хімік, громадський діяч, педагог. Працював у галузі органічної й аналітичної хімії, хімічної кінетики. Один із фундаторів хімії органічного синтезу. Синтезував ряд вуглеводнів: метан, етен, етин, бензен й оксигеномісні органічні сполуки етанол і фенол. У 1854 р. здійснив реакцію естерифікації, унаслідок чого добув жир.



Пригадайте, які вищі карбонові кислоти вам відомі й чим вони відрізняються за складом і будовою.

Фізичні властивості. Між складом, будовою та властивостями речовин існує тісний взаємозв'язок. Тому будова молекул жирів теж безпосередньо впливає на їхні властивості. Отже, залежно від того, вуглеводневі радикали яких кислот входять до складу жирів, їх поділяють на *тверді* (сала) і *рідкі* (олії). Класифікацію та склад жирів подано на *рисунку 105* (с. 186).

Жири, тваринні та рослинні, — маслянисті речовини, нерозчинні у воді, легші за неї, тому під час потрапляння у воду спливають на її поверхню. Мають низькі температури плавлення. Наприклад, триолеїноат плавиться за температури $-4\text{ }^{\circ}\text{C}$, а тристеариноат — $65\text{ }^{\circ}\text{C}$. Такий діапазон температур плавлення зумовлений наявністю в складі залишків насичених і ненасичених вищих кислот. Жири мають низьку теплопровідність.

Тваринні жири — тверді. Це вершкове масло, свинячий жир (сало, смалець), яловичий, баранячий, гусячий та інші жири. Виняток — риб'ячий жир, який є рідиною. Трапляються тверді жири рослинного походження: кокосове масло, масло какао.

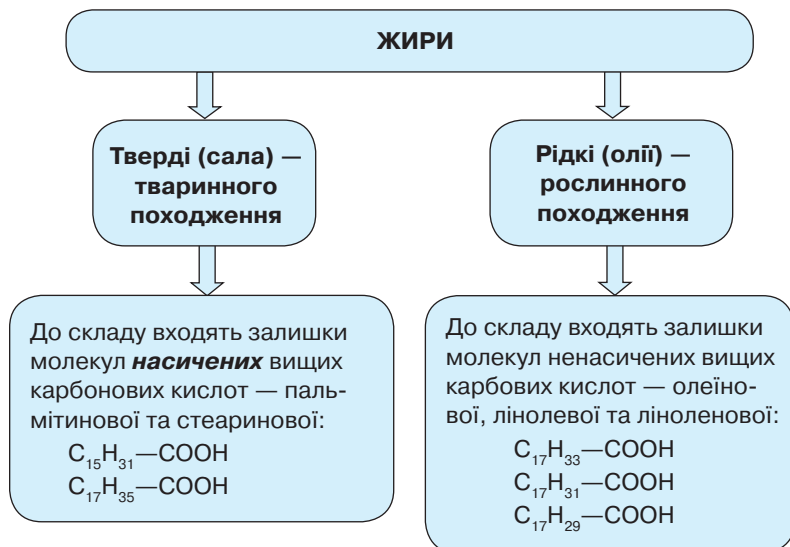


Рис. 105. Схема класифікації та складу жирів

Рослинні жири — рідини, мають характерні запахи та різні смакові якості. Найпоширенішими є соняшникові, кукурудзяні, оливкові олії; менш поширені лляні, конопляні, ріпакові, обліпихові, соєві, гарбузові, горіхові, кедрові, гірчичні. Олії виготовляють з різних частин рослини: насіння, зародків, ядер горіхів, кісточок, м'якоті плодів тощо (рис. 106).

Часто не всі олійні рослини вирощують задля власне олії. Вона є побічним продуктом виробництва волокна з льону, коноплі, бавовни тощо. Сировиною для виготовлення олій є відходи харчових виробництв, які містять значну кількість олії. Це, зокрема, зародки зернових культур, насіння гарбуза, томатів, чаю, плодів дерев, виноградної кісточка.



а



б



в

Рис. 106. Сировина для виробництва олій: соняшnikової (а); горіхової (б); кукурудзяної (в)

Основною сировиною для виробництва олії в Україні є насіння соняшника, льону, озимого ріпаку, гірчиці, сої тощо. Провідну роль серед олійних культур, поза сумнівом, відіграє соняшник. Річне виробництво соняшникової олії становить понад 1 млн т. Насіння соняшника містить майже 57 % олії, а ядро — до 65 %.

В організмі людини жири накопичуються в сальнику, підшкірній клітковині, нервовій тканині, печінці, нирках.

Отже, жири — поширені в природі речовини, які виконують важливі біологічні функції й набули широкого застосування.

Біологічна роль жирів. Жири належать до біологічно активних речовин, які виконують надзвичайно важливі біологічні функції в живих організмах.

Насамперед зазначимо, що вони є обов'язковим компонентом їжі. В організм людини жири потрапляють із харчовими продуктами, які містяться в м'ясі, овочах і фруктах. В організмі людини жири окиснюються, вивільняючи при цьому велику кількість енергії. Ця енергія потрібна для роботи всіх органів і утворення жирів, необхідних нашому організму. Надлишок жирів, що потрапляють в організм, відкладається та слугує додатковим **джерелом поживних речовин та енергії**. Крім того, жири виконують **будівельну** функцію, оскільки беруть участь у побудові клітинних мембран.

Завдяки низькій теплопровідності жири для багатьох тварин є засобом **терморегуляції**. Накопичуючись під шкірою, жири захищають організм від переохолодження (наприклад, китів, тюленів), ушкодження тканин унаслідок ударів, тобто виконують **захисну** функцію. Відомо, що багато рослин на поверхні листків мають тонку жирову плівку, яка захищає від проникнення всередину шкідливих газів, надмірної кількості води тощо. Так само в людини жири утворюють ліпідний бар'єр шкіри, запобігаючи випаровуванню вологи й оберігаючи шкірний покрив від пересихання. Жир допомагає тілу ефективно використовувати білки та вуглеводи. Достатній вміст жирів необхідний для доброї діяльності мозку, концентрації уваги та пам'яті.

Застосування жирів. Значення та функції жирів зумовлюють їхнє широке застосування (*рис. 107, с. 188*).

Білки насіння олійних культур використовують для підвищення біологічної цінності багатьох харчових продуктів. З рідких жирів виробляють маргарин — продукт насичення залишків ненасичених карбонових кислот воднем.

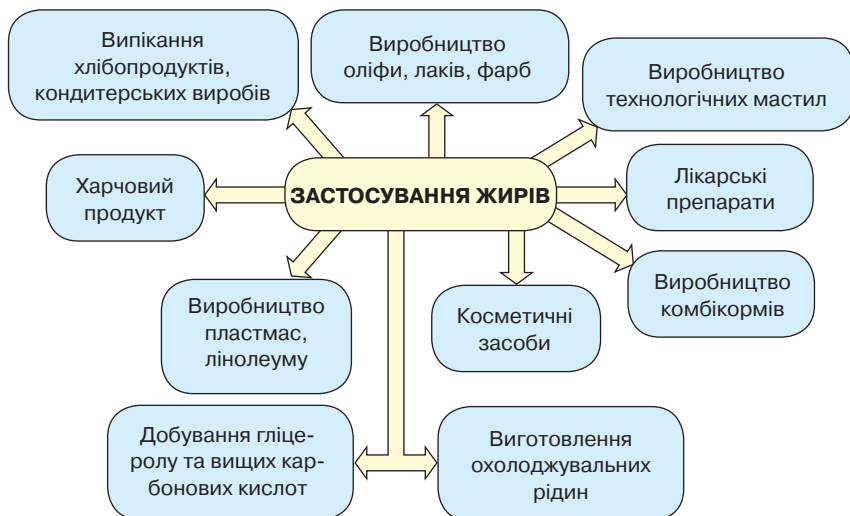


Рис. 107. Схема застосування жирів



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

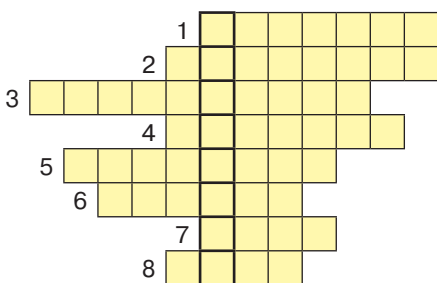
- **Жири** — продукти взаємодії гліцеролу та вищих карбонових кислот.
- Жири поділяють на **тверді** та **рідкі**. Тверді жири переважно мають тваринне походження, рідкі — рослинне.
- **Тверді жири** — продукти взаємодії гліцеролу й насичених вищих карбонових кислот. **Рідкі жири** — продукти взаємодії гліцеролу й ненасичених вищих карбонових кислот.
- **Жири** виконують енергетичну, будівельну, терморегуляційну, захисну та інші важливі функції в живих організмах.
- **Жири**, як біологічно активні речовини, корисні для організму людини. Завдяки властивостям жирів їх широко використовують у різних галузях промисловості, у побуті та як харчовий продукт.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Поясніть склад і будову молекул жирів.
2. Охарактеризуйте фізичні властивості жирів.
3. Складіть скорочену структурну формулу жиру, до складу молекули якого входять залишки молекули гліцеролу й три залишки молекули пальмітинової кислоти.
4. Обчисліть масову частку Карбону в тристеариноаті.
5. Складіть молекулярну формулу жиру, до складу якого входять залишки гліцеролу й олеїнової кислоти. Обчисліть масову частку Оксигену в триолеаті.

6. У результаті реакції між олеїною кислотою та натрій гідроксидом утворилася сіль масою 212,8 кг. Обчисліть маси вихідних речовин. Назвіть утворену сіль.
7. У реакцію з пальмітиною кислотою вступив калій гідроксид масою 280 кг. Обчисліть, яка маса пальмітинової кислоти витратилася, а маса калій пальмітату утворилася. Якій кількості речовини відповідає така маса калій пальмітату?
8. Перемалюйте кросворд у зошит і розв'яжіть його. У виділеному стовпчику прочитаєте назву триатомного спирту.



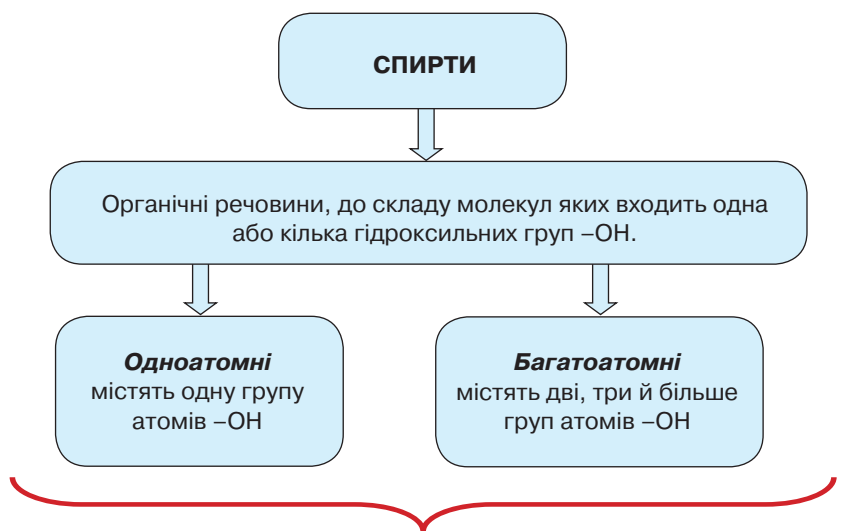
1. Реакція, характерна для всіх органічних речовин.
2. Вища карбонова ненасичена кислота.
3. Процес розпаду на йони.
4. Традиційна назва солей етанової кислоти.
5. Зв'язок між молекулами полярних сполук.
6. Органічні сполуки, до складу яких входить гідроксильна група.
7. Назва розчину етанової кислоти.
8. Назва рідкого жиру.



ЦІКАВО ЗНАТИ

- Жири застосовують у медицині з метою лікування та профілактики хронічних захворювань шлунково-кишкового тракту, печінки та легень, серцево-судинних захворювань, ревматизму й артритів. На їх основі готують мазі, лікувальні креми, креми для обличчя та рук.
- Позитивний вплив на організм людини здійснюють поліненасичені кислоти. У складі їхніх молекул є по кілька подвійних зв'язків. До них належать омега-кислоти. Залежно від того, де відносно карбоксильної групи розміщуються подвійні зв'язки, їх називають ω -3, ω -6 і ω -9 *мононенасичені вищі кислоти*. В організмі людини вони не синтезуються, тому надходять тільки з їжею. Найбільший вміст ω -3-кислоти — у соняшниковій, лляній, горіховій і оливковій оліях, у горіхах, бобових і зернових культурах, овочах, фруктах, риб'ячому жири, риби, морепродуктах. Додаткова норма омега-кислот в організмі людини — 1–2,5 г. Уживання їх з їжею запобігає розвитку серцево-судинних захворювань, нормалізує рівень цукру в крові, сприяє кращому обміну речовин, покращує роботу мозку.
- Певні дизельні двигуни працюють на 100-відсотковій рослинній олії. З ріпакової олії виготовляють біодизельне паливо.
- У промисловості виготовляють штучні жири. Їх добувають гідруванням (пропусканням водню) рідких жирів. Такі жири називають *транс-жирами*. До них належать різні сорти маргарину, олія, яку багаторазово використовували для приготування їжі. Транс-жири шкідливі для організму людини.

УЗАГАЛЬНЕННЯ ЗНАНЬ З ПІДТЕМИ
«ОКСИГЕНОВІСНІ ОРГАНІЧНІ РЕЧОВИНИ»



ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ

Етанол горить блакитним полум'ям, **гліцерол** — лідь помітним блакитним. Реакції екзотермічні:

$$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}; \Delta H < 0;$$

$$2\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3 + 7\text{O}_2 \rightarrow 6\text{CO}_2 + 8\text{H}_2\text{O}; \Delta H < 0.$$

Гліцерол розпізнають за якісною реакцією з купрум(II) гідроксидом. Осад розчиняється з утворенням темно-синього розчину купрум(II) гліцерату.

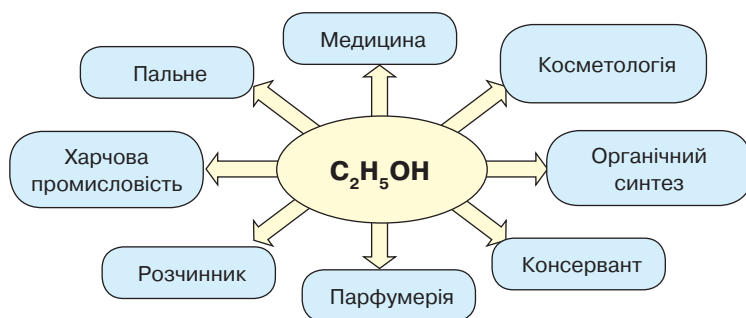


Рис. 97. Схема застосування етанолу

КАРБОНОВІ КИСЛОТИ

Органічні речовини, до складу молекул яких входить одна або кілька карбоксильних груп -COOH і вуглеводневі (алкільні) радикали

Етанова кислота

(оцтова) $\text{CH}_3\text{-COOH}$.
Рідина з різким запахом,
добре розчинна у воді,
летка, розчин кислий
на смак

Вищі карбонові кислоти: **насичені**

$\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{-COOH}$ (пальмітинова);
 $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{-COOH}$ (стеаринова);

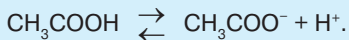
ненасичені

$\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{-COOH}$ (олеїнова)

ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ

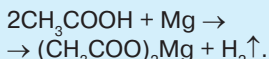
Етанова кислота

1. У розчині дисоціює на йони:

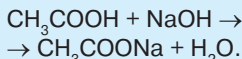


Змінює забарвлення індикаторів.

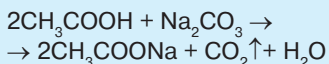
2. Взаємодія з металами:



3. Взаємодія з лугами:

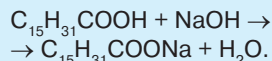


4. Взаємодія із солями:

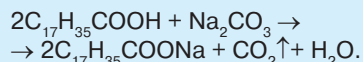


Вищі карбонові кислоти **насичені**

1. Взаємодія з лугами:

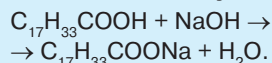


2. Взаємодія із солями:

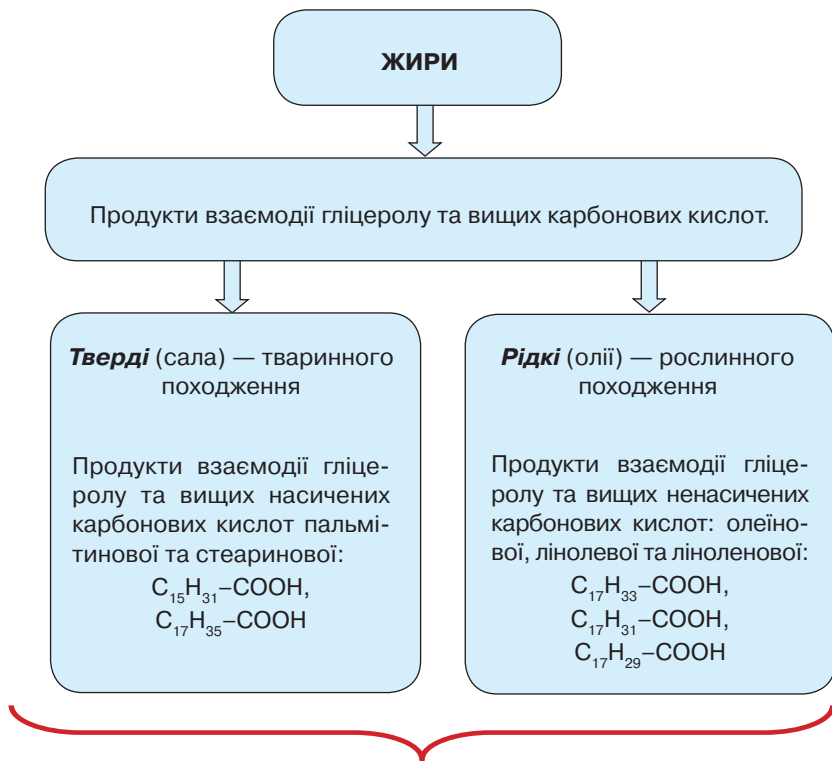


ненасичені

1. Взаємодія з лугами:



2. Взаємодіють з воднем і перетворюються на насичені вищі карбонові кислоти

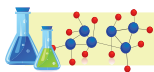


ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ

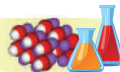
Маслянисті речовини, нерозчинні у воді, легші за неї. Мають низькі температури плавлення та низьку теплопровідність.

Тваринні жири — тверді, зокрема вершкове масло, свинячий жир (сало, смалець), яловичий, баранячий, гусячий та інші жири. Виняток — риб'ячий жир, який є рідиною. Трапляються тверді жири рослинного походження: кокосове масло, масло какао.

Рослинні жири — рідини з характерними запахами й різними смаковими якостями. Найпоширеніші — соняшникова, кукурудзяна й оливкова олії; менш поширені — лляна, конопляна, ріпакова, обліпихова, соєва, гарбузова, горіхова, кедрова, гірчична. Олії виготовляють з різних частин рослин: насіння, зародків, ядер горіхів, кісточок, м'якоті плодів тощо.



ВУГЛЕВОДИ



§ 30. ВУГЛЕВОДИ: ГЛЮКОЗА, САХАРОЗА



Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- *пояснювати* склад вуглеводів: глюкози, сахарози й молекулярні формули цих сполук; утворення та поширення в природі; біологічну роль глюкози й сахарози;
- *характеризувати* фізичні властивості глюкози та сахарози;
- *спостерігати* взаємодію глюкози з купрум(II) гідроксидом;
- *висловлювати судження* про значення глюкози та сахарози для людини;
- *формувати* основи здорового способу життя; ціннісне ставлення до речовин природного походження.

Загальна характеристика вуглеводів. Ви починаєте вивчати новий клас речовин — *вуглеводи*. Вони відіграють важливу роль у природі та житті людини.

Вуглеводи (так само як і спирти, органічні кислоти, жири) належать до оксигеновмісних сполук. У перших відомих представників цих речовин співвідношення кількості атомів Гідрогену й Оксигену в молекулах становило 2 : 1 (як і в молекулі води), а третім хімічним елементом є Карбон. Так виникла назва «вуглеводи», тобто до складу цих сполук входить вуглець (Карбон) і вода. Загальна формула: $C_m(H_2O)_n$.

Формула та назва загальноприйняті дотепер, хоча хіміки й виявили представників цього класу речовин, які мають інше співвідношення Гідрогену й Оксигену у своєму складі. Загальна назва вуглеводів *сахариди (цукри)*, очевидно, тому, що деякі їхні представники солодкі на смак.

Глюкоза, склад молекули. Відомо, що вперше глюкозу виділили з винограду, тому в літературі досі її називають *виноградним цукром*.

У природі міститься в клітинному соку багатьох овочів і фруктів, у листках, стеблах, кореневищах рослин. Глюкозу, що наявна в меді, стиглих плодах фруктово-ягідних культур, використовують як харчовий продукт.

Молекулярна формула глюкози — $C_6H_{12}O_6$. Ураховуючи загальну формулу, її можна подати так: $C_6(H_2O)_6$.

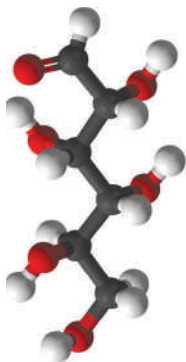


Рис. 108. Кулестержнева модель молекули глюкози (розгорнута форма)

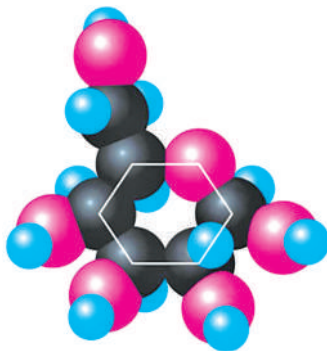


Рис. 109. Масштабна модель молекули глюкози (циклічна форма)

Розглянувши кулестержневу й масштабну моделі молекул глюкози, робимо висновок, що вона може набирати як розгорнуту, так і циклічну форми (рис. 108, 109). Крім того, спостерігається наявність п'яти гідроксильних груп.



Пригадайте, як експериментально довести, що в молекулі речовин є кілька груп $-OH$.

Для підтвердження наявності гідроксильних груп проведемо лабораторний дослід.



Лабораторний дослід 13

Взаємодія глюкози з купрум(II) гідроксидом

Завдання. Доведіть експериментально, що глюкоза проявляє властивості багатоатомних спиртів. Зробіть відповідні висновки.

Обладнання та реактиви: пробірки, розчини глюкози, натрій гідроксиду й купрум(II) хлориду.

Хід роботи

1. Добудьте купрум(II) гідроксид реакцією обміну. Опишіть ваші спостереження. Напишіть рівняння реакцій.
2. До купрум(II) гідроксиду долийте розчин глюкози, перемішайте вміст пробірки. Спостереження запишіть у робочий зошит. Зробіть відповідні висновки.

У природних умовах глюкоза синтезується в зелених листках рослин на світлі з вуглекислого газу та води. У темний час доби

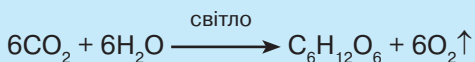


Рис. 110. Фотосинтез і дихання — два взаємопротилежні процеси

відбувається інший, не менш важливий для рослини процес — дихання, або розщеплення. Тоді з органічної речовини утворюються вихідні речовини — вуглекислий газ і вода (рис. 110). За характером процес дихання протилежний фотосинтезу.

Отже, **фотосинтез** — це процес утворення органічної речовини, а **дихання** — її окиснення.

Рівняння реакції фотосинтезу:



Напишіть самостійно рівняння реакції повного окиснення глюкози.

САХАРОЗА, її склад. *Сахароза* — це природний продукт, що синтезується з глюкози й складається із залишків молекул глюкози та фруктози. Молекулярна формула: $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, або $\text{C}_{12}(\text{H}_2\text{O})_{11}$. Сахароза добре відома вам як харчовий продукт.

Фізичні властивості глюкози та сахарози. Фізичні властивості глюкози й сахарози дуже подібні. Обидві речовини — безбарвні, кристалічні, добре розчинні у воді, солодкі на смак. Сахароза — легкоплавка речовина, яка після охолодження розплаву застигає, утворюючи тверду масу — карамель (рис. 111).

Природною сировиною сахарози в Україні є коренеплоди цукрового буряку. Його в значній кількості вирощують у Вінницькій і Львівській областях.

Крім цукрового буряку, що містить 16–20 % сахарози, її добувають із цукрової тростини,



Рис. 111. Сахароза

яка іноді має вищий вміст сахарози. Масова частка її в складі тростини сягає 14–26 %.

У значно меншій кількості сахароза міститься в плодах і листках рослин.

На *рисунку 112* зображено модель молекули сахарози, де показано наявні в молекулі гідроксильні групи. Це підказує, що сахароза реагує з купрум(II) гідроксидом. Дійсно, якщо до купрум(II) гідроксиду долити розчин сахарози, осад розчиняється й утворюється синій розчин купрум(II) сахарату. За допомогою цієї реакції можна виявляти сахарозу, тобто вона є якісною не тільки на глюкозу, а й на сахарозу.

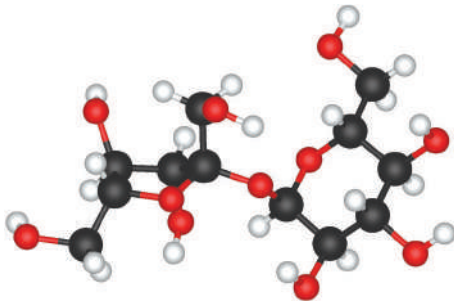


Рис. 112. Кулестержнева модель молекули сахарози

БІОЛОГІЧНА РОЛЬ ГЛЮКОЗИ ТА САХАРОЗИ. Насамперед глюкоза є біологічно активною та необхідною поживною речовиною. Потрапляючи в організм, вона всмоктується в кров, яка доставляє її до органів. У здоровому організмі за участю гормонів інсуліну та глікогену підтримується постійний рівень цієї речовини в крові. Надлишок глюкози відкладається у вигляді глікогену в печінці та м'язах або перетворюється на жир.

Сахарозу використовують як харчовий продукт, смакову добавку до багатьох страв, консервант, а також під час випічки кулінарних виробів тощо. В організмі сахароза розкладається на глюкозу та фруктозу.

Сахароза потрапляє в організм людини в рафінованому (очищеному) вигляді. Під час рафінування вона втрачає корисні біологічно активні речовини. Це впливає на порушення вуглеводного обміну. Надмірне вживання сахарози призводить до ожиріння, зниження роботи мозку, серця, судин, порушується обмін речовин.

Негативні наслідки спостерігаються й за нестачі глюкози в організмі. Він виснажується, знижується імунітет. Отже, глюкоза та сахароза – життєво необхідне джерело енергії в живих організмах.

Застосування глюкози та сахарози. Ці речовини застосовують у процесі виробництва вин, молочнокислих продуктів (кефіру, сме-

тани, ржанки), квашеної капусти, огірків, маринування овочів і фруктів. Крім того, з харчових продуктів виробляють етанол, про застосування якого вам уже відомо (див. рис. 97, с. 172).



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Вуглеводи** — органічні речовини, склад молекул яких представлено загальною формулою: $C_m(H_2O)_n$.
- Молекулярні формули глюкози та сахарози відповідно: $C_6H_{12}O_6$ та $C_{12}H_{22}O_{11}$.
- **Фізичні властивості** цих сполук подібні, оскільки вони мають подібний склад і будову: безбарвні, кристалічні, добре розчинні у воді, солодкі на смак.
- Наявність гідроксильних груп у складі глюкози та сахарози визначається **якісною реакцією на багатоатомні спирти**. Це взаємодія з купрум(II) гідроксидом з утворенням синього розчину купрум(II) глюконату й купрум(II) сахарату.
- **Глюкоза** та **сахароза** — вуглеводи, поширені в природі, є цінними харчовими продуктами та біологічно активними речовинами, джерелом енергії.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Поясніть походження назви класу речовин «вуглеводи».
2. Укажіть загальну формулу вуглеводів.
A C_nH_{2n-2} **B** C_nH_{2n+2} **B** $C_m(H_2O)_n$ **Г** C_nH_{2n}
3. Укажіть назву рослини, з плодів якої вперше виділили глюкозу.
A вишня **B** виноград **B** груша **Г** кавун
4. Укажіть назву речовини, за допомогою якої проводять якісну реакцію на глюкозу.
A кальцій(II) гідроксид **B** купрум(II) сульфат
B купрум(II) хлорид **Г** купрум(II) гідроксид
5. Укажіть реагент для виявлення глюкози та сахарози.
A ферменти **B** купрум(II) гідроксид
B купрум(II) хлорид **Г** натрій гідроксид
6. Запропонуйте спосіб виявлення глюкози у виноградному соку. Опишіть послідовність ваших дій і передбачте результат дослідження. Зробіть висновок.
7. Обчисліть відносну молекулярну масу глюкози та встановіть, у скільки разів вона більша за відносну молекулярну масу етану.
8. Кінцевими продуктами повного окиснення глюкози є вуглекислий газ і вода. Обчисліть об'єм вуглекислого газу (н. у.) і масу води, що утворюються внаслідок повного окиснення глюкози масою 90 г.

9. Під час фотосинтезу зелені листки рослин увібрали карбон(IV) оксид масою 528 кг. Обчисліть, який об'єм кисню (н. у.) виділився в атмосферу та яка маса глюкози утворилася.



ДОМАШНІЙ ЕКСПЕРИМЕНТ

1. Розчиніть у склянці води одну столову ложку цукру, покладіть у розчин щіпку дріжджів і поставте в тепле місце. Опишіть ваші спостереження.
2. Насипте в металеву посудину ложку сахарози й нагрівайте доти, поки сахароза повністю не розплавиться. Розплавлену масу обережно вилийте в посудину з холодною водою. Зробіть висновок про температуру плавлення сахарози й отриманий продукт.



§ 31. ВУГЛЕВОДИ: КРОХМАЛЬ, ЦЕЛЮЛОЗА



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *знати* хімічний склад вуглеводів: крохмалю, целюлози; молекулярні формули цих сполук як природних полімерів;
- *порівнювати* склад молекул крохмалю та целюлози;
- *пояснювати* утворення та поширення в природі крохмалю та целюлози;
- *характеризувати* фізичні властивості крохмалю та целюлози;
- *спостерігати* якісну реакцію на крохмаль;
- *висловлювати судження* про значення вуглеводів для людини, їх біологічну роль;
- *формувати* підприємницьку ініціативу та підприємливість.

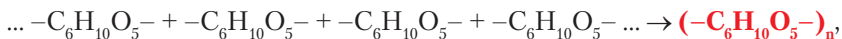
Склад і будова молекули крохмалю. *Крохмаль* — вуглевод, що належить до природних полімерів. Утворюється в зелених листках рослин під час фотосинтезу й накопичується в насінні, кореневищах, бульбах, стеблах, листках.



Пригадайте, які речовини називають *полімерами*. Що називають *мономером* і що таке *ступінь полімеризації*?

Крохмаль (так само як усі полімери) складається з мономерних ланок, що багато разів повторюються. Мономерами в макромолекулах крохмалю є залишки молекули глюкози складу $-C_6H_{10}O_5-$, тому склад молекули крохмалю можна подати такою формулою: $(-C_6H_{10}O_5-)_n$.

Схема утворення полімеру:



або за допомогою молекулярної формули



Трапляються макромолекули крохмалю лінійної та розгалуженої структури.

Фізичні властивості крохмалю. Крохмаль — білий аморфний порошок, хрусткий на дотик (якщо розтерти крохмаль пальцями, відчувається характерне поскрипування), нерозчинний у холодній воді. Однак у гарячій воді утворюється крохмальний клейстер. Проведемо лабораторний дослід.



Лабораторний дослід 14

Відношення крохмалю до води

Завдання 1. Дослідіть розчинність крохмалю у воді.

Дослід 1. На дно хімічної склянки покладіть столову ложку крохмалю й долийте холодну воду. Перемішайте вміст. Опишіть свої спостереження. Зробіть висновки.

Завдання 2. Доведіть експериментально вплив температури на крохмаль.

Дослід 2. У хімічну склянку з крохмалем, що не розчинився в холодній воді, долийте гарячу воду й перемішайте. Що спостерігаєте? Зробіть висновок.

Якісна реакція на крохмаль. Крохмаль легко визначити серед інших речовин за характерною для нього якісною реакцією. Проведемо лабораторний дослід.



Лабораторний дослід 15

Взаємодія крохмалю з йодом

Завдання 1. Доведіть експериментально дію йоду на крохмаль. Зробіть відповідні висновки.

Завдання 2. Дослідіть наявність крохмалю в харчових продуктах.

Обладнання та реактиви: пробірки, крохмальний клейстер, спиртовий розчин йоду; харчові продукти — білий хліб, картопля, пшеничне й кукурудзяне борошно.

Дослід 1. Налийте в пробірку крохмальний клейстер об'ємом 1 мл. Капніть спиртовий розчин йоду та перемішайте вміст. Опишіть ваші спостереження (рис. 113).

Дослід 2. Капніть по каплі спиртового розчину йоду на шматок білого хліба, зріз картоплі, пшеничне й кукурудзяне борошно (рис. 114). Результати спостереження запишіть у робочий зошит. Зробіть висновки.

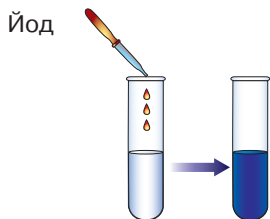


Рис. 113. Виявлення крохмалю в харчових продуктах



Рис. 114. Дія йоду на крохмаль

Склад і будова молекули целюлози. *Целюлоза* — найпоширеніший серед вуглеводів природний полімер. До складу целюлози входять залишки молекули глюкози складу $-C_6H_{10}O_5-$, тому склад молекули такий самий, як і в крохмалю: $(-C_6H_{10}O_5-)_n$. Чим відрізняються молекули цих речовин? Учені з'ясували, що їхні структурні ланки по-різному сполучаються між собою. Відносна молекулярна маса целюлози становить від кількох сотень до десятків сотень тисяч. Мономерні ланки розміщуються лінійно, утворюючи довгі волокна.

Фізичні властивості целюлози, її поширення в природі. Целюлоза — тверда волокниста речовина білого кольору. З бавовни, конопель, льону можна виділити окремі молекули й переконатися, що вони мають лінійну структуру. Целюлоза не розчиняється у воді й органічних розчинниках, проявляє стійкість до нагрівання та високу механічну міцність.



а



б



в

Рис. 115. Сировина для виробництва целюлози: льон (а), бавовник (б), коноплі (в)

Цей природний полімер має іншу назву — *клітковина*, що вказує на безпосереднє його поширення, оскільки з неї побудовані рослинні клітини. Волокна рослин (рис. 115) і деревина характеризуються високим вмістом целюлози. Так, її масова частка досягає 50 %, у деревині а в бавовняному волокні — 85–90 %.

Застосування вуглеводів. Про використання глюкози та сахарози ви дізналися з § 30. Розглянемо застосування двох природних полімерів — крохмалю та целюлози (рис. 116, 117).

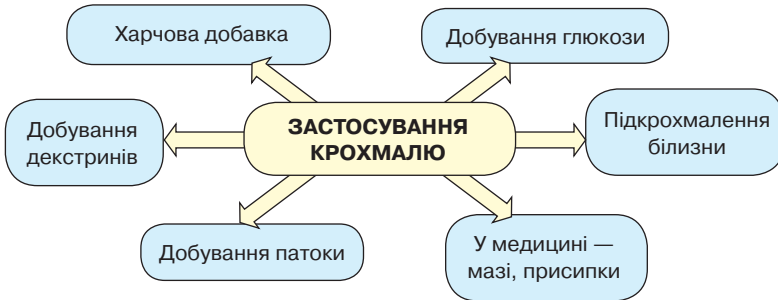


Рис. 116. Схема застосування крохмалю

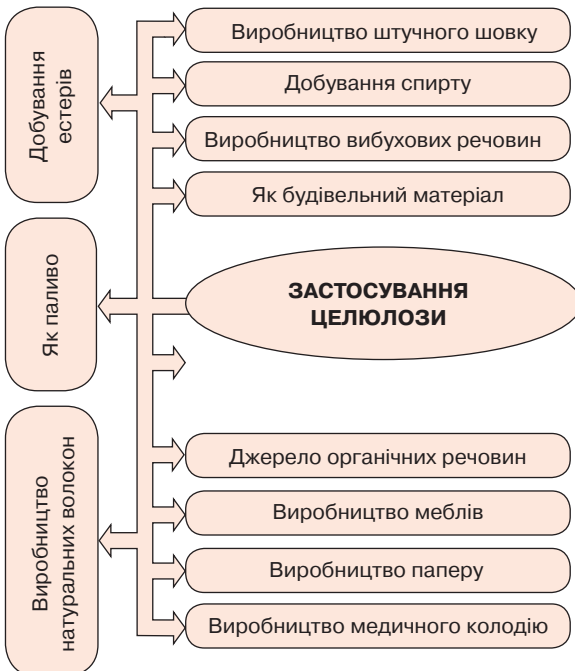


Рис. 117. Схема застосування целюлози

Під дією ферментів, за понижених температур, крохмаль перетворюється на глюкозу.



Опишіть самостійно взаємодію крохмалю з водою з утворенням глюкози.

Як бачимо, крохмаль застосовують у побуті та промисловості. Целюлоза ж набула значно ширшого застосування.

Біологічна роль вуглеводів. Вуглеводи належать до речовин, що необхідні кожній людині. Про це свідчать галузі їх застосування.

Значну кількість вуглеводів використовують як компонент їжі, переважно рослинної. Потрапляючи в організм людини та тварин, вони виконують дуже важливі функції. Насамперед вони є основним джерелом енергії в організмі людини та тварин. Під час повного розкладу 1 г вуглеводу виділяється 17,6 кДж енергії. Саме в цьому полягає **енергетична** функція вуглеводів. За надмірної кількості вуглеводи перетворюються на **глікоген** — полісахарид, що відкладається в печінці та м'язах і є додатковим джерелом енергії та регулятором рівня цукру в крові.

Вуглеводи входять до складу рослинних клітинних оболонок, підтримуючи їхню стійкість, міцність і відповідну форму. У людини та тварин містяться в кістках. Деякі вуглеводи беруть участь у синтезі нуклеїнових кислот: дезоксирибонуклеїнової (ДНК) і рибонуклеїнової (РНК). Цим пояснюється їхня **будівельна** функція.

Захисна функція полягає в підтримці імунітету. Полісахариди містяться в смозі, що вкриває поверхню стравоходу, дихальних шляхів, захищаючи їх від проникнення хвороботворних бактерій, вірусів і механічних пошкоджень. Крім того, вони мають здатність регулювати процес окиснення жирів, тобто проявляють **регуляторну** функцію.

Ознайомившись з найпоширенішими представниками вуглеводів, можемо класифікувати їх за складом і будовою (рис. 118).

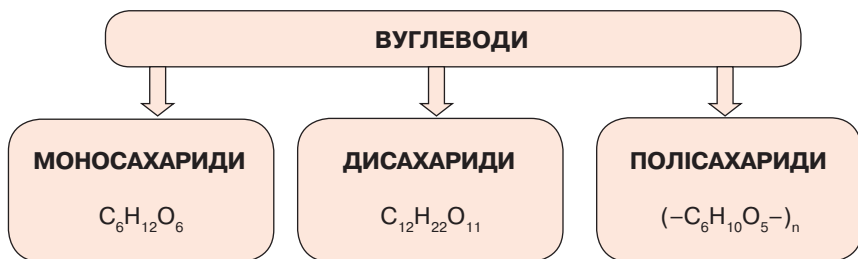


Рис. 118. Схема класифікації вуглеводів



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Крохмаль і целюлоза** — природні полімери, склад яких виражається формулою: $(-C_6H_{10}O_5-)_n$. У будові вони різняться сполученням і кількістю мономерних ланок у макромолекулі.
- **Відносні молекулярні маси високі**, оскільки мономерні ланки повторюються від кількох сотень до кількох тисяч разів, а в целюлози — до десятків тисяч.
- **Фізичні властивості:** крохмаль — білий аморфний порошок, хрусткий на дотик, нерозчинний у холодній воді. У гарячій воді утворює крохмальний клейстер. Целюлоза — тверда, волокниста речовина білого кольору, не розчиняється у воді й органічних розчинниках. Стька до нагрівання, має високу механічну міцність.
- **Якісною реакцією на крохмаль** є поява синього забарвлення під час дії йоду.
- **Крохмаль і целюлоза** — вуглеводи, поширені в природі, є біологічно активними речовинами, джерелами енергії, структурними компонентами клітин, відіграють захисну та регуляторну функції.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Назвіть основних представників класу сполук «вуглеводи».
2. Порівняйте склад і будову молекул крохмалю та глюкози.
3. Здійснить перетворення, що подані схемою:

$$C_2H_6 \rightarrow CO_2 \rightarrow C_6H_{12}O_6 \rightarrow (-C_6H_{10}O_5-)_n$$
4. Обчисліть масову частку Карбону в структурній ланці крохмалю.
5. Глюкозу кількістю речовини 6 моль піддали повному окисненню. Обчисліть об'єм карбон(IV) оксиду (н. у.) і масу води, що утворилися.
6. Здійснить перетворення, що подані схемою:

$$C_6H_{12}O_6 \rightarrow CO_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2$$
7. Макромолекула крохмалю складається з 450 залишків молекули глюкози. Обчисліть масу полімеру та води, що утворяться внаслідок синтезу її з глюкози.



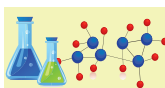
ДОМАШНІЙ ЕКСПЕРИМЕНТ

- Випробуйте харчові продукти на наявність крохмалю: а) борошно та білий хліб; б) рис і рисову кашу; в) сир і зварену картоплю; г) яблуко та грушу. Зробіть висновок зі спостережень.
- Дослідіть за позначеннями на етикетках напоїв «Кока-кола» і «Спрайт» та чіпси й сухарі, користуючись Е-числами.

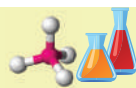


ЦІКАВО ЗНАТИ

- Батьківщина цукру — Індія, відомий уже впродовж 2300 років. Місцеві жителі назвали його «сак-кара».
- Перша згадка в історичних документах про наявність на Русі-Україні кристалічного цукру, привезеного «із заморськими товарами», зафіксована 1273 р. Проте для населення він ще тривалий час був недоступним продуктом. І тільки в XVII ст. цукор почав надходити в значній кількості через порти Чорного та Балтійського морів.
- Так званий «ячмінний цукор» готують зовсім не з ячменю, а зі звичайного цукру шляхом його карамелізації. Назва пояснюється тим, що для його приготування колись могли використовувати ячмінний відвар.
- Листя парагвайського чагарнику стевія більш як у 300 разів солодше за цукор, а листя мексиканської цукрової трави — у 1000 разів. Червоні ягоди трав'янистої рослини тоуматокус данелій з африканської савани солодші у 2000 разів, а червоні ягоди діоскорефілюм кумінісії з лісів Нігерії та інших західноафриканських країн — у 3000 разів. У Західній Африці росте й найсолодша рослина — чагарник кетемф, яка містить речовину тоуматін, що перевершує за солодкістю цукор у 100 000 разів (За матеріалами сайту <https://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%A6%D1%83%D0%BA%D0%BE%D1%80>).



НІТРОГЕНОВМІСНІ ОРГАНІЧНІ РЕЧОВИНИ



§ 32. ПОНЯТТЯ ПРО АМІНОКИСЛОТИ. БІЛКИ ЯК БІОЛОГІЧНІ ПОЛІМЕРИ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *дізнатися* про життєво необхідні речовини — амінокислоти й білки, їхній склад молекул;
- *пояснювати* склад амінокислот як структурних ланок білків; наявність у складі кислот різних груп; фізичні властивості амінокислот; утворення пептидних зв'язків під час взаємодії амінокислот між собою;
- *установлювати взаємозв'язок* між складом і деякими властивостями амінокислот і білків, їхніми біологічними функціями;
- *висловлювати судження* про значення амінокислот і білків у різних галузях господарства, побуті, харчуванні, у сфері охорони здоров'я.

Амінокислоти, їх склад. *Амінокислоти* — це органічні речовини, які можна назвати «цеглинками» білків. Вони широко розпо-

всюджені в природі, оскільки входять до складу рослинних і тваринних організмів та організму людини.

Розглянемо склад молекул амінокислот.

Ви вивчили склад і будову молекули етанової кислоти (див. § 27). Як органічна кислота, вона містить у складі молекули властиву для всіх кислот карбоксильну групу $-\text{COOH}$, яка сполучена з групою атомів $-\text{CH}_3$, що має назву **радикал метил**. Якщо в складі радикала молекули етанової кислоти CH_3-COOH один атом Гідрогену замінити на **аміногрупу** $-\text{NH}_2$, то утворюється амінокислота. Наприклад, $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{COOH}$ — аміноетанова кислота. Назва її походить від назви етанової кислоти з додаванням слова «аміно». Ця кислота найпростіша й містить по одній амінній і карбоксильній групі (рис. 119).

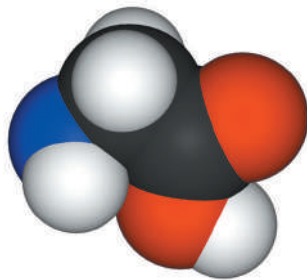
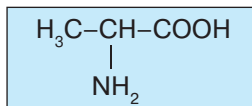


Рис. 119. Масштабна модель молекули аміноетанової кислоти

Якщо у складі радикала пропанової кислоти $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{COOH}$ атом Гідрогену замінити на амінну групу, то отримаємо амінопропанову кислоту складу $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{COOH}$ і т. д.

Однак аміногрупа може розміщуватися не тільки на кінці молекули, а й біля іншого атома Карбону. Наприклад, біля атома Карбону, що безпосередньо з'єднаний з карбоксильною групою. Тоді склад молекули відобразатиме формула:



Ця амінокислота має назву **2-амінопропанова**, або **α -амінопропанова**. Саме такі амінокислоти входять до складу білків.

Дослідження молекул амінокислот показало, що до їх складу може входити не тільки по одній групі, як у складі найпростіших з них, а й більше. Є амінокислоти, молекули яких містять дві карбоксильні або дві аміногрупи.

Карбоксильні й аміногрупи проявляють різні хімічні властивості: перша — кислотні, друга — основні. В амінокислотах наявні й інші групи, зокрема гідроксильна $-\text{OH}$, сульфідна $-\text{SH}$. Усі вони беруть участь в утворенні зв'язків. Саме завдяки цій унікальній властивості амінокислот структура білкової молекули дуже складна.

Фізичні властивості. Амінокислоти — кристалічні безбарвні речовини. Більшість з них добре розчинні у воді, мають високі температури плавлення. Серед великого розмаїття кислот у природі у складі білків, що містяться в організмі людини, є 20 α -амінокислот.

Про те, що основним структурним компонентом білків є амінокислоти, уперше заявив І. Горбачевський, виділивши їх у чистому вигляді.



Іван Якович Горбачевський (1854–1942) — український учений, хімік і біохімік, доктор медицини, уродженець Тернопільщини.

Працював професором кафедри лікарської хімії Карлового університету в Празі, ректором Українського вільного університету в Празі.

Уперше синтезував сечову кислоту з гліцину (аміоетанової кислоти) і вивчив утворення її в організмі. Виділив амінокислоти з білкових молекул тварин. Висловив думку про те, що білок складається з амінокислот.

Один із фундаторів української хімічної термінології, автор багатьох праць, підручників з неорганічної й органічної хімії українською мовою.

У 1902 р. Е. Г. Фішер сформулював пептидну гіпотезу про наявність у складі білків залишків молекул амінокислот.



Еміль Герман Фішер (1852–1919) — німецький хімік, член Берлінської академії наук, лауреат Нобелівської премії з хімії (1902). Професор хімії Мюнхенського, Ерлангенського, Вюрцбурзького університетів. У 1892 р. перейшов до Берлінського університету й працював там до кінця життя.

Написав наукові праці, присвячені синтезу органічних сполук. Синтезував глюкозу та фруктозу, уперше добув дипептид і підтвердив власну гіпотезу про наявність у складі білків залишків молекул амінокислот. Учений створив велику наукову школу. Його учнями були О. Дільс, А. Віндаус, Ф. Прегль, О. Варбург.

Білки як біологічні полімери. Білки — це природні високомолекулярні речовини (біополімери). Як клас речовин вони були виокремлені завдяки дослідженням насамперед французького хіміка А. де Фуркруа, якого вважають основоположником дослідження білків, а також інших учених XVIII ст.

Антуан Франсуа де Фуркруа (1755–1809) — французький хімік і громадський діяч, педагог.

Член Паризької академії наук (1785). Разом з А. Лавуазьє брав участь у розробленні нової раціональної хімічної номенклатури. Він уперше виявив властивість білків коагулювати за нагрівання або під дією кислот.



Білкам належить провідна роль серед усіх високомолекулярних органічних сполук, що входять до складу клітин всіх організмів. Вони переважають кількісно порівняно з вуглеводами та жирами.

До складу молекул білків входять не тільки атоми Карбону, Гідрогену, Оксигену, а й Нітрогену, Сульфору, Фосфору та ін.

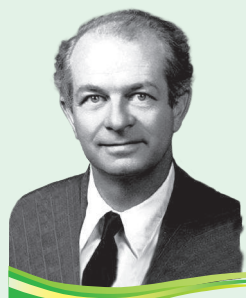
Учені дослідили понад 1000 білків, окремі з них синтезували. Вагомий внесок у визначення структури білків зробив американський хімік Л. К. Полінг.

Лайнус Карл Полінг (1901–1994) — один із найвидатніших американських і світових учених ХХ ст., хімік і фізик, основоположник молекулярної біології.

Працював у Каліфорнійському технологічному інституті. За дослідження природи хімічних зв'язків у 1954 р. нагороджений Нобелівською премією. Працюючи над виявленням структури білкових молекул, учений дійшов висновку, що цим речовинам властиві ще й інші типи хімічного зв'язку, окрім відомих на той час. Користуючись математичними розрахунками, він розробив спільну модель будови білка, наблизивши науку до розшифрування структури ДНК.

У 1962 р. Л. К. Полінг отримав другу Нобелівську премію за боротьбу проти використання ядерної зброї. Наприкінці 1960-х років почав досліджувати вплив вітамінів, зокрема вітаміну С, на організм людини, висунув ідею про можливість лікування ними ракових захворювань.

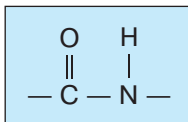
Праці Л. К. Полінга були багатопланові й стосувалися не тільки органічної та неорганічної хімії, а й імунології, анестезіології, психології.



Мономерами у складі полімерних молекул є залишки α -амінокислот. Величезна різноманітність білкових молекул пояснюється різними комбінаціями залишків α -амінокислот, подібно до того,

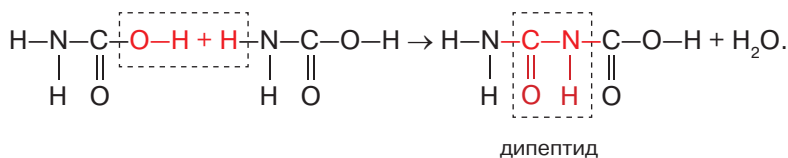
як із 32 літер алфавіту створюється безліч слів. Кожний білок має постійний склад амінокислотних залишків, які розміщуються в певній, властивій тільки йому, послідовності.

Отже, який склад білкової молекули? Через те, що карбоксильна й аміногрупи α -амінокислот мають різну хімічну природу, вони можуть взаємодіяти. Зокрема, амінна група однієї кислоти взаємодіє з карбоксильною групою іншої. Між ними утворюється **пептидний** зв'язок:



Речовини, що містять пептидний зв'язок, називають **пептидами**.

Унаслідок взаємодії молекул амінокислот утворюються дипептиди, трипептиди, поліпептиди. Побічним продуктом реакції є вода. Наприклад:



Властивості білків. Деякі властивості білків легко виявити за допомогою білка курячого яйця, який добре розчиняється у воді в будь-яких співвідношеннях. Під час розчинення утворюється колоїдний розчин.



Рис. 120.
Осадження білка етановою кислотою

Якщо до розчину білка долити концентрований розчин солі, то він осаджується у вигляді осаду.

Наприклад, казеїн молока осаджують кальцій хлоридом. Так само осадити білок з молока можна етановою кислотою (рис. 120). Казеїновий осад, який утворюється з молока, є не що інше, як харчовий продукт — сир.

Під час нагрівання білок зсідается й повернути його до попереднього стану неможливо. Тоді говорять про **денатурацію** білка, тобто його руйнування, втрату ним своєї будови.



Поясніть, що відбувається з білком курячого яйця під час смаження яйця чи варіння.

Біологічні функції амінокислот і білків. Амінокислоти — важливі для живих організмів речовини, без яких неможливий обмін речовин. Найважливішою функцією є їх участь у синтезі білків, підтриманні рівня рН в організмі.

Біологічні функції амінокислот тісно пов'язані з функціями білків. Білки — органічні речовини, без яких не існує життя. Їх важливі біологічні функції зумовлені складом і будовою.

Білки входять до складу всіх рослинних, тваринних організмів й організму людини. З молекул білків побудовані клітинні мембрани, вони містяться в м'язовій, сполучній і нервовій тканинах, є в нігтях, волоссі — виконують *будівельну* функцію.

Білки виконують і *запасну* функцію. Потрапляючи в організм людини чи тварин, вони розщеплюються до *амінокислот*, з яких синтезуються білки, властиві саме цьому організму. Тому важливо поповнювати організм продуктами, що містять білки. Такими продуктами є молоко, сир, м'ясо, яйця, риба, горіхи, плоди бобових рослин тощо (рис. 121).

Поживні речовини, що надходять в організм з їжею, транспортуються до різних органів. І в цьому процесі теж беруть участь білки. Наприклад, гемоглобін крові переносить кисень до клітин організму. За наявності кисню відбувається окиснення речовин і вивільнення енергії. У м'язовій тканині таку роль виконує міоглобін. Отже, білки виконують *транспортну* функцію.

Перетравлювання харчових продуктів в організмі здійснюється за допомогою біологічних каталізаторів — *ферментів*. Ці речовини пришвидшують процес окиснення, сприяючи обміну речовин. У цьому проявляється *каталітична* дія білків. Крім каталітичної дії, на обмін речовин впливають білки-гормони. Гормони регулюють кров'яний тиск, вміст цукру в крові, йоду, глікогену, впливають на ріст, перетворення вуглеводів на жири.



Рис. 121. Харчові продукти, що містять білки

Одночасно із синтезом білкових молекул в організмі відбувається їх розпад, що врешті спричиняє утворення вуглекислого газу та води. При цьому вивільняється енергія, потрібна для життєдіяльності організму. У цьому полягає **енергетична** функція білків.

Білки, як джерело енергії та амінокислот, використовують для відгодівлі сільськогосподарських тварин. Ці білки добувають мікробіологічним синтезом з відходів вуглеводів, продуктів переробки нафти й газу.

Біологічна цінність харчового білка значною мірою залежить від ступеня його засвоєння. Це визначається відповідністю амінокислотного складу білка, що надходить з їжею, амінокислотному складу білків організму. Білків тваринного походження для цього не вистачає. Тому для забезпечення біосинтезу властивих для організму людини білків людині потрібні не тільки тваринні, а й рослинні білки. Найбільший вміст білків у зернівках злакових, плодах бобових культур.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Амінокислоти** — органічні речовини, молекули яких містять у своєму складі різні за характером групи: карбоксильну, властиву кислотам, й аміногрупу, притаманну органічним основам. У деяких амінокислот наявні гідроксильні $-OH$ та сульфідні $-SH$ групи, які теж беруть участь у створенні структури молекули білка.
- **Амінокислоти** виконують важливі для організму функції, зокрема беруть участь в обміні речовин, синтезі білків, регулюють рН в організмі.
- До складу білкових молекул входять **залишки 20 α -амінокислот**. Від послідовності сполучення залишків α -амінокислот залежать будова й біологічні функції білків.
- **Білки** — природні полімери, що мають складну будову молекул. Мономерами в складі полімерних молекул є залишки α -амінокислот. Кожний білок має постійний склад амінокислотних залишків, які розміщуються в певній, властивій тільки йому, послідовності.
- **Білки** виконують важливі функції в організмі, зокрема: будівельну, захисну, транспортну, каталітичну, енергетичну. Вони є життєво необхідними речовинами для живих організмів.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Поясніть склад молекул білків.
2. Охарактеризуйте взаємозв'язок між складом і деякими властивостями амінокислот і білків, їх біологічними функціями.
3. Обґрунтуйте біологічну роль білків в організмі людини.
4. Поясніть, чому під час нагрівання білок зсідается. Який, на вашу думку, відбувається процес?

5. Якщо на розчин білка курячого яйця подіяти концентрованою нітратною кислотою й нагріти, утворюється жовто-оранжеве забарвлення. Поясніть, які зміни з білковими молекулами відбулися під дією кислоти й під час нагрівання.
6. Дипептид складається з двох залишків молекул аміноетанової кислоти. Обчисліть масову частку Нітрогену в дипептиді.
7. Обчисліть приблизну відносну молекулярну масу білка, у якому масова частка Сульфуру становить 0,32 %, беручи до уваги, що в складі макромолекули — два атоми Сульфуру.



ЦІКАВО ЗНАТИ

- Класифікація білків за їхніми функціями неповна, оскільки нові дослідження надають чимало фактів, які дають змогу виокремити групи білків з новими функціями. Серед них — унікальні речовини **нейропептиди**, що відповідають за найважливіші життєві процеси — сон, пам'ять, біль, почуття страху, тривоги.
- Відкриття та дослідження структури інсуліну пов'язане з отриманням аж трьох Нобелівських премій.

Першу премію отримали в 1923 р. шотландський лікар і фізіолог Дж. Дж. Р. Маклеод і канадський фізіолог Ф. Бантинг за відкриття інсуліну.

Другу в 1958 р. отримав британський біолог Ф. Сенгер за встановлення первинної структури інсуліну. Його роботи були взяті за основу для синтезу інсуліну й інших гормонів.

За розробку рентгеноструктурного аналізу білків і визначення просторової (третинної) структури інсуліну британська дослідниця-біохімік Д. К. Годжкін у 1964 р. теж була удостоєна Нобелівської премії.



Практична робота 4

Виявлення органічних сполук у харчових продуктах

Виконавши цю практичну роботу, ви зможете:

- *закріпити вміння й набути навичок* самостійно виконувати досліди, що характеризують реакції, за участю яких можна виявити органічні речовини в харчових продуктах;
- *спостерігати* ознаки хімічних реакцій під час проведення експериментів;
- *набути практичних умінь* роботи з речовинами й лабораторним обладнанням;
- *робити висновки* про наявність органічних сполук у харчових продуктах.

- ! **Повторіть правила безпеки під час роботи з речовинами та лабораторним посудом і приладдям і суворо дотримуйтеся їх.**

Мета практичної роботи — закріпити вміння виявляти органічні сполуки в харчових продуктах, самостійно виконати запропоновані завдання, сформулювати висновки.

I варіант

Завдання 1. Перевірте на наявність кислоти яблучний сік і кефір. Поясніть результати дослідів.

Завдання 2. Доведіть, що у виноградному соку міститься глюкоза. Поясніть хід експерименту та зробіть висновки.

Завдання 3. Перевірте на вміст крохмалю білий хліб, майонез, картоплю. Поясніть хід експерименту та зробіть висновки.

II варіант

Завдання 1. Перевірте на наявність кислоти щавлевий сік і кисле молоко. Поясніть результати дослідів.

Завдання 2. Перевірте на вміст крохмалю пшеничне борошно, томатний соус, грушу. Поясніть хід експерименту та зробіть висновки.

Завдання 3. Дослідіть природним індикатором сік лимона. Опишіть послідовність ваших дій, зробіть висновки.



§ 33. ПРИРОДНІ Й СИНТЕТИЧНІ ОРГАНІЧНІ СПОЛУКИ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *визначати* природні й синтетичні органічні сполуки;
- *розрізняти* природні й синтетичні органічні речовини;
- *характеризувати* природні й синтетичні сполуки;
- *наводити приклади* природних і синтетичних речовин;
- *висловлювати судження* про роль синтетичних сполук у житті людини, екологічні аспекти виробництва органічного синтезу та захист довкілля від стійких органічних забруднювачів.

Природні та синтетичні органічні сполуки. Органічні сполуки класифікують за джерелами їх добування. Ви вже вивчили природні джерела вуглеводів, жирів, білків. Ці речовини трапляються в природі в готовому вигляді або як продукт перероблення природних ресурсів. Природні органічні речовини відіграють важливу роль, оскільки за їхньою участю відбуваються життєво необхідні реакції в живих організмах. Крім того, вони є джерелом сировини для хімії органічного синтезу. Класифікацію природних органічних речовин подано на *рисунку 122*.

Однак природні резерви органічних речовин вичерпуються через господарську діяльність людини. У зв'язку з цим науковці,

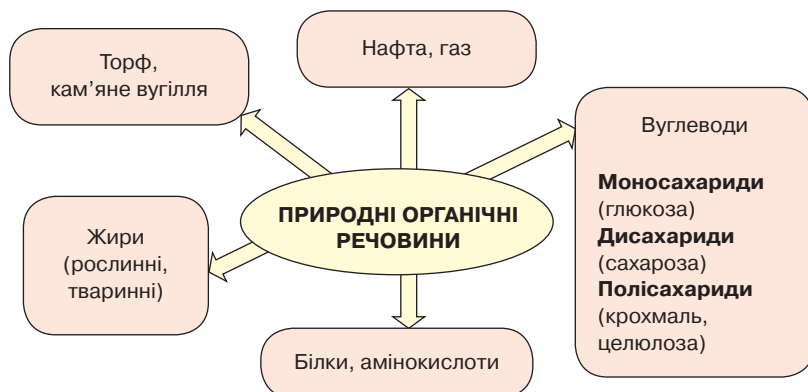


Рис. 122. Схема класифікації природних органічних речовин

вивчаючи склад і будову природних органічних речовин, розпочали пошук способів виготовлення синтетичних органічних речовин. Нині це окрема галузь хімічної промисловості, що виробляє такі речовини, яких немає в природі, але без яких важко уявити життя й добробут людини. До них належать (рис. 123): пластмаси, синтетичні каучуки та волокна, будівельні матеріали й суміші, лаки, фарби, мастила, барвники, фармацевтичні препарати та медичне обладнання, косметичні й гігієнічні, мийні засоби, гума, вибухові речовини, засоби боротьби зі шкідниками сільськогосподарських рослин і домашніх тварин, корм для тварин, маргарин, білкова ікра, пальне тощо.

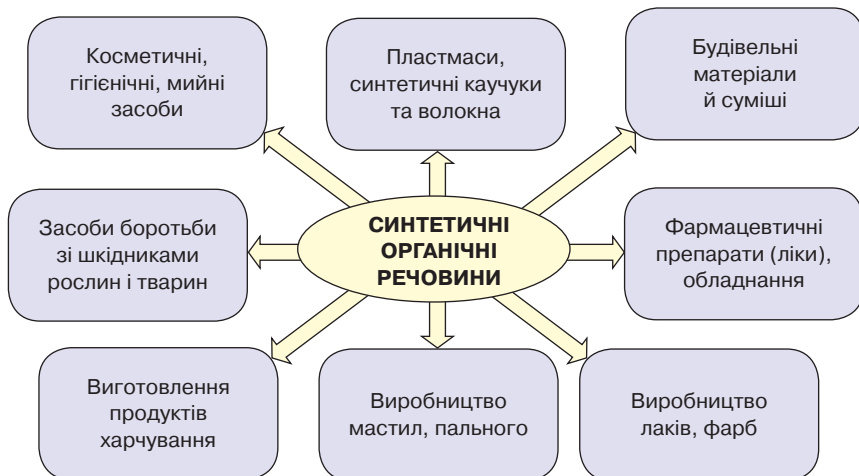


Рис. 123. Схема класифікації синтетичних органічних речовин

Захист довкілля від стійких органічних забруднювачів. Ви дізналися, чим корисні для людини та суспільного господарства продукти органічного синтезу. Однак хімічні виробництва завдають неабиякої шкоди довкіллю. Результатом забруднення є накопичення в атмосфері, воді, ґрунті шкідливих речовин, які негативно впливають на організм людини, рослинні й тваринні організми.

Що розуміють під поняттям «стійкі органічні забруднювачі»? Стокгольмською конвенцією про стійкі органічні забруднювачі (2001) визначено, що це органічні речовини, які «мають токсичні властивості, виявляють стійкість до розкладання, характеризуються біоаккумуляцією і є об'єктом транскордонного перенесення по повітрю, воді й мігруючими видами, а також осаджуються на великій відстані від джерела їхнього викиду, нагромаджуючись в екосистемах суші та водних екосистемах». До них належать поліхлоровані діоксини й дибензофурані, гексахлорбензол, засоби боротьби з переносниками хвороб (порошок ДДТ), пестициди тощо.

Найнебезпечнішими є токсичні речовини та стійкі органічні хлоровмісні сполуки, що утворюються внаслідок антропогенної діяльності, зокрема роботи транспорту, підприємств енергетики, хімічних виробництв.

Стойкі органічні забруднювачі довго зберігаються, не розкладаються й не розчиняються; на них не діють речовини, якими нейтралізують інші забруднювачі, і природні відновні процеси. Потрапляючи в довкілля, вони порушують природні процеси колообігу речовин та енергії. Наприклад, сучасна промисловість широко використовує фреони, зокрема аерозольні розбризкувачі в балончиках з фарбою, лаком, парфумами (рис. 124). Вони можуть зберігатися в атмосфері до 80 років. Їхні молекули на сонці розпадаються, вивільняючи атомарний Хлор, один атом якого може розкласти 10 000 молекул озону. Це руйнує озоновий шар планети. Разом з аерозолями дрібні частинки пилу спричиняють непрозорість атмосфери. Це може стати причиною зниження температури земної поверхні.



Рис. 124. Фреони руйнують атмосферу планети

Стойкі органічні забруднювачі здатні швидко поширюватися планетою. Вони акумулюються в рослинних і тваринних організмах і через ланцюг живлення потрапляють в організм людини, спричиняючи тяжкі захворювання.

Які методи використовують, щоб зменшити вміст стійких органічних забруднювачів? Насамперед це за-

гальні: обмеження викидів хлоровмісних сполук промисловими підприємствами; упровадження найкращих видів природоохоронної діяльності та регулювання ними; раціональне господарювання у сфері профілактичних заходів.

Крім того, для очищення навколишнього середовища застосовують механічні, хімічні й біологічні методи. За допомогою механічних методів виокремлюють грубі домішки стійких забруднювачів, для цього використовують відстійники, сита, фільтри. Після механічного проводять хімічне очищення. Його суть полягає в тому, що до забруднювачів додають речовини, які знешкоджують їх. У біологічному очищенні стічних вод, ґрунтів беруть участь аеробні бактерії, які розкладають речовини-забруднювачі на вуглекислий газ і воду.

З метою захисту довкілля від стійких органічних забруднювачів рекомендують такі заходи, як рециркуляцію, утилізацію; пряме, повторне чи альтернативне їх використання; заміну сировинних матеріалів, які є стійкими органічними забруднювачами, на безпечніші; максимальне зменшення цих речовин у продуктах харчування; уникнення використання елементного хлору або хімічних речовин, що утворюють елементний хлор тощо.

А найважливіше є те, щоб людина усвідомила свою роль у боротьбі за збереження середовища, у якому вона живе. Молоде покоління має виховувати в собі екологічний спосіб мислення. Зокрема, необхідно свідомо обмежувати потрапляння стійких органічних забруднювачів у довкілля, контролюючи дотримання норм їхнього вмісту в повітрі, воді, ґрунтах. Людство має усвідомити, що забруднювачі призводять до зменшення, а іноді навіть до зникнення цілих екологічних систем, згубно впливають на здоров'я людини.



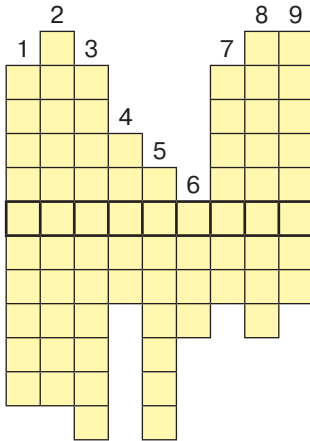
ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- За походженням органічні речовини поділяють на *природні й синтетичні*.
- До **природних органічних речовин** належать вуглеводи, жири та білки, тобто ті, що утворюються природним шляхом.
- **Синтетичні органічні речовини** є продуктами хімічної промисловості. Добувають їх у лабораторії або на виробництві.
- *Синтетичних органічних речовин* значно більше, і вони мають ширший спектр застосування.
- Серед органічних речовин є чимало стійких забруднювачів довкілля, зокрема повітря, водойм і ґрунтів. Їх знешкоджують механічними, хімічними та біологічними методами.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Поясніть, як класифікують органічні речовини за їх походженням.
2. Наведіть приклади: а) органічних речовин природного походження; б) синтетичних органічних речовин.
3. Обґрунтуйте застосування: а) органічних речовин природного походження; б) синтетичних органічних речовин.
4. Назвіть речовини, що належать до стійких органічних забруднювачів: а) повітря; б) водойм; в) ґрунтів.
5. Обґрунтуйте, чому аерозолі належать до стійких органічних забруднювачів.
6. Перемалюйте кросворд у зошит і розв'яжіть його. Заповніть вертикальні стовпці, і в горизонтальному виділеному рядку прочитаєте назву класу органічних речовин.



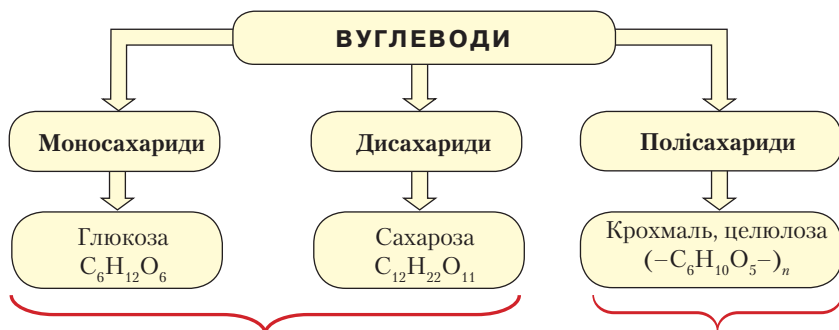
1. Одна з функцій вуглеводів.
2. Руйнування білка за підвищення температури.
3. Одна з функцій білка.
4. Високомолекулярні речовини, без яких неможливе життя.
5. Тверда волокниста речовина.
6. Продукт горіння органічних речовин.
7. Представник моносахаридів.
8. Зв'язок між залишками амінокислот.
9. Інша назва вуглеводів.



НАВЧАЛЬНИЙ ПРОЕКТ

- I. Оберіть самостійно або з допомогою вчителя тему навчального проекту з тих, що подані нижче.
 1. Альтернативні джерела енергії.
 2. Їжа — джерело будівельного матеріалу організму.
 3. Дослідження хімічного складу їжі.
 4. Хімічний склад жувальних гумок.
 5. Хімічний склад засобів догляду за ротовою порожниною.
 6. Збирання гербарію з рослин-барвників і вивчення їхніх властивостей.
- II. Виконайте навчальний проект в одній з відомих вам форм, спланувавши етапи його реалізації та строки виконання.
- III. Проведіть презентацію проекту.

УЗАГАЛЬНЕННЯ ЗНАНЬ З ПІДТЕМИ «ВУГЛЕВОДИ»



Фізичні властивості: прозорі безбарвні кристали, солодкі на смак, добре розчиняються у воді; сахароза плавиться, утворюючи під час застигання карамель.

Структура крохмалю: полімер, макромолекули якого лінійної та розгалуженої будови.
Структура целюлози: макромолекули лінійної будови.

Хімічні властивості:
1. Реакція повного окиснення:
 $C_6H_{12}O_6 + 6O_2 \rightarrow 6CO_2 + 6H_2O$;
 $C_{12}H_{22}O_{11} + 12O_2 \rightarrow 12CO_2 + 11H_2O$
2. Якісна реакція з купрум(II) гідроксидом: утворюється синій розчин.

Фізичні властивості крохмалю: білий аморфний порошок, жирний на дотик, нерозчинний у воді. У гарячій воді утворює клейстер.
Фізичні властивості целюлози: тверда волокниста речовина, білого кольору, нерозчинна у воді й органічних розчинниках, має високу механічну стійкість.

Біологічна роль вуглеводів:



Хімічні властивості:
1. Реакція утворення полімеру:
 $nC_6H_{12}O_6 \rightarrow (-C_6H_{10}O_5-)_n + nH_2O$;
2. Якісна реакція на крохмаль: темно-синє забарвлення під дією йоду.

**УЗАГАЛЬНЕННЯ ЗНАТЬ З ПІДТЕМИ
«НІТРОГЕНОВМІСНІ ОРГАНІЧНІ РЕЧОВИНИ»**

АМІНОКИСЛОТИ

Органічні сполуки, молекули яких одночасно містять аміногрупу $-NH_2$ й карбоксильну групу $-COOH$.

Карбоксильна група – носій кислотних властивостей

Аміногрупа – носій основних властивостей

Найважливіша особливість — взаємодія між собою молекул протилежних за функціями груп: карбоксильної групи однієї молекули й аміногрупи іншої.

БІЛКИ

є природними полімерами складної структури.

БІОЛОГІЧНІ ФУНКЦІЇ БІЛКІВ

Будівельна

Енергетична

Транспортна

Запасна

Каталітична

Тема 4

УЗАГАЛЬНЕННЯ ЗНАНЬ З ХІМІЇ



§ 34. БУДОВА РЕЧОВИН. БАГАТОМАНІТНІСТЬ РЕЧОВИН І ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ. ВЗАЄМОЗВ'ЯЗКИ МІЖ РЕЧОВИНАМИ ТА ЇХНІ ВЗАЄМОПЕРЕТВОРЕННЯ



Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- *повторити* будову неорганічних та органічних речовин і реакцій, що відбуваються між ними;
- *наводити приклади* взаємозв'язків між речовинами; застосування хімічних сполук у різних галузях і в повсякденному житті;
- *узагальнювати* знання про будову та взаємоперетворення речовин, взаємозв'язки між ними.

Будова речовин. Вивчаючи хімію, ви ознайомилися з багатьма неорганічними й органічними речовинами, що характеризуються різним складом і будовою, а отже, і різними властивостями. Будова речовин залежить від того чи іншого виду хімічного зв'язку. Зважаючи на це, їх поділяють на речовини молекулярної та немолекулярної будови. Логічно, що назви цих груп речовин пов'язані з назвами їхніх структурних частинок: молекул і атомів чи йонів (рис. 125, с. 220).

До **речовин молекулярної будови** належить значна кількість неорганічних та органічних речовин. Зокрема, з неорганічних — неметали H_2 , O_2 , Cl_2 , легкі сполуки неметалічних елементів з Гідрогеном HCl , HBr , HI , CH_4 , NH_3 , кислоти H_2SO_4 , HNO_3 , H_3PO_4 . З органічних — майже всі вивчені вами представники органічних сполук.



Наведіть приклади представників органічних сполук молекулярної будови.

До **речовин немолекулярної будови** належать три класи неорганічних речовин та атомні сполуки.

Речовини молекулярної та немолекулярної будови відрізняються не тільки будовою, а й властивостями. У твердому стані ці

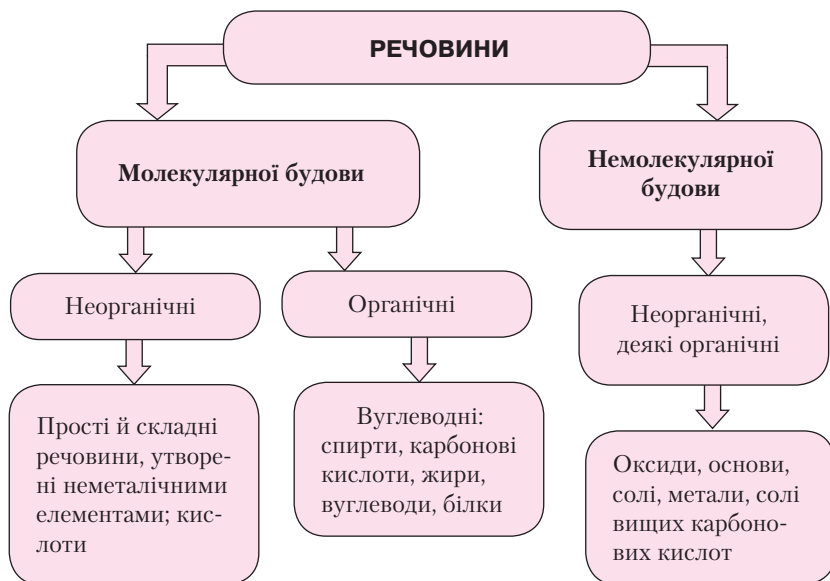


Рис. 125. Схема класифікації речовин за їхньою будовою

речовини утворюють різні кристалічні ґратки: молекулярні, атомні, йонні. Залежно від того, як структурні частинки речовини сполучаються між собою, який вид хімічного зв'язку й тип кристалічних ґраток, вони проявляють різні властивості.

Порівняємо деякі фізичні властивості речовин молекулярної та немолекулярної будови (табл. 14).

Таблиця 14

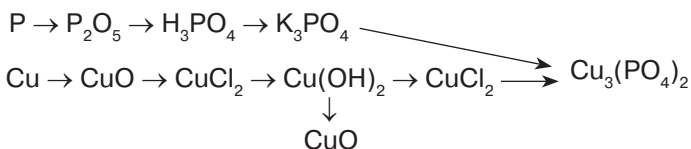
Порівняння фізичних властивостей речовин молекулярної та немолекулярної будови

Речовини	Структурні частинки	Вид хімічного зв'язку	Тип кристалічних ґраток	Властивості
Молекулярної будови	молекули	ковалентний неполярний ковалентний полярний	молекулярні	Слабкі сили притягання, висока легкість, легкоплавкість, низькі температури плавлення й кипіння, м'якість
Немолекулярної будови: йонні	йони: катіони й аніони	йонний	йонні	Сильні сили притягання, висока твердість, тугоплавкість, нелеткі, температури кипіння та плавлення високі

Речовини	Структурні частинки	Вид хімічного зв'язку	Тип кристалічних ґраток	Властивості
Немолекулярної будови: атомні	атоми	ковалентний	атомні	Зв'язки в кристалічних ґратках рівноцінні та міцні. Характеризуються міцністю кристалів, високими температурами плавлення й кипіння, твердістю, крихкістю, майже нерозчинні у воді й інших рідинах

БАГОМАНІТНІСТЬ РЕЧОВИН І ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ. Хімічні елементи, сполучаючись між собою, утворюють надзвичайно велику кількість як неорганічних, так і органічних речовин.

Неорганічними речовинами є прості речовини метали й неметали, які, взаємодіючи з іншими речовинами, утворюють складні неорганічні сполуки: оксиди, кислоти, основи та солі. Основою перетворень є різні типи хімічних реакцій. Наприклад, розглянемо ланцюжок перетворень від металів і неметалів до складних сполук:



Основою цієї схеми є реакції сполучення, розкладу, заміщення та обміну.



Пригадайте, на якій ознаці ґрунтується ця класифікація. Напишіть рівняння реакцій за схемою.

Реакції горіння й повільного окиснення характеризуються зміною ступенів окиснення елементів до й після реакції. Під час перебігу реакцій обміну ступені окиснення не змінюються. Як приклад, розгляньте реакції взаємодії фосфору та міді з киснем.

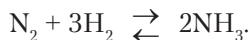


Напишіть рівняння реакцій між фосфором і міддю та киснем, складіть електронний баланс, поставте коефіцієнти.

Вам відомо, що під час хімічних перетворень може виділятися або поглинатися тепло. За тепловим ефектом реакції поділяють на

екзо- й ендотермічні. Наприклад, ви спостерігали реакції горіння метану, етену, етину, етанолу — усі вони є екзотермічними. Реакції, що відбуваються за постійного нагрівання суміші реагентів, називають *ендотермічними*.

Вивчаючи неорганічну й органічну хімію, ви дізналися про наявність оборотних і необоротних реакцій. Оборотні реакції за однакових умов відбуваються у двох взаємно протилежних напрямках. Наприклад:



В органічній хімії ви вивчали процеси горіння, фотосинтезу, дихання, які постійно відбуваються в живій природі та з речовинами неорганічного походження.

Чим пояснити багатоманітність органічних речовин? Насамперед — їх поширенням у природі та синтезуванням у промислових обсягах.

Незважаючи на те, що до складу сполук Карбону входить невелика кількість хімічних елементів, органічних сполук існує значно більше, ніж неорганічних.

На прикладі гомологічного ряду метану ви побачили, що атоми Карбону мають здатність сполучатися між собою. При цьому утворюються карбонові ланцюги. Кожний наступний представник гомологічного ряду відрізняється від попереднього на групу атомів CH_2 , що дістала назву *гомологічна різниця*. Наприклад:



Такі гомологи утворюють спирти: CH_3-OH , $\text{C}_2\text{H}_5-\text{OH}$, $\text{C}_3\text{H}_7-\text{OH}$; карбонові кислоти: CH_3-COOH , $\text{C}_2\text{H}_5-\text{COOH}$, $\text{C}_3\text{H}_7-\text{COOH}$ та інші органічні сполуки.

Під час вивчення етену (етилену) й етину (ацетилену) ви зауважили в будові цих речовин наявність кратних зв'язків: подвійного та потрійного. Це перші представники інших гомологічних рядів, зокрема ненасичених вуглеводнів. Кількість їх залежить і від довжини карбонового ланцюга, і від розміщення зв'язків у молекулах вуглеводнів. Різне розміщення кратних зв'язків впливає на їхню структуру, а отже, і на властивості. Це ще одна ознака, що допомагає зрозуміти багатоманітність органічних сполук.

Вивчаючи представників органічних сполук, ви переконалися, що кожний із них характеризується наявністю різних груп атомів. Ці групи визначають властивості сполук.

Для того щоб узагальнити значення речовин і їхніх перетворень, пригадаємо колообіги хімічних елементів у природі. Суть колообігів полягає в перебігу природних процесів, під час яких структурні

частинки речовини (молекули, атоми, йони) переходять від одних сполук до інших.



Пригадайте з курсу хімії 7 класу відомості про колообіг Оксигену та колообіг води в природі.

Це безперервні процеси постачання в атмосферу кисню завдяки фотосинтезу та використання його під час дихання, окиснення й горіння речовин.

Крім колообігів Оксигену та води, у природі відбуваються колообіги інших біологічно важливих елементів-органогенів, зокрема Карбону, Нітрогену, Фосфору, Сульфуру. Колообіг Карбону пов'язаний із колообігом Оксигену, оскільки він починає колообіг у вигляді карбон(IV) оксиду (рис. 126).

Колообіг Карбону пов'язаний з багатьма хімічними процесами в біосфері. На *рисунку 126* показано, що колообіг Карбону відбувається під час фотосинтезу, горіння палива, дихання рослин, тварин, людини, гниття органічних решток, роботи транспорту, хімічних та інших підприємств, виверження вулканів, вивітрювання карбонатів і гідрогенкарбонатів тощо.

Безперервні процеси окиснення та відновлення, що відбуваються в природі, підтримують рівновагу між фотосинтезом і горінням та окисненням.

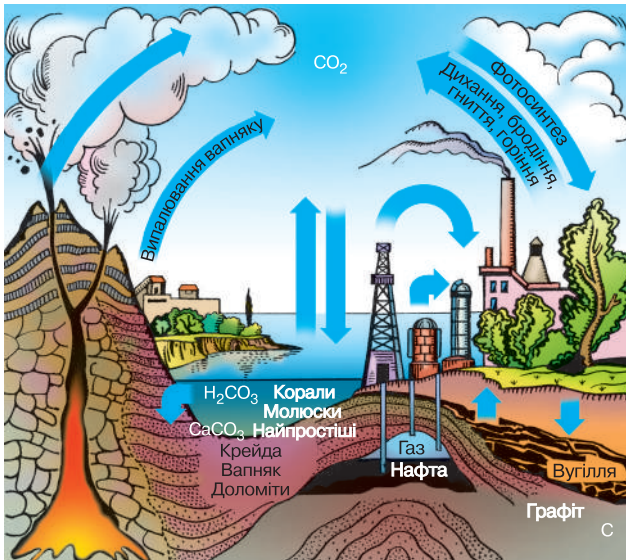


Рис. 126. Схема колообігу Карбону в природі

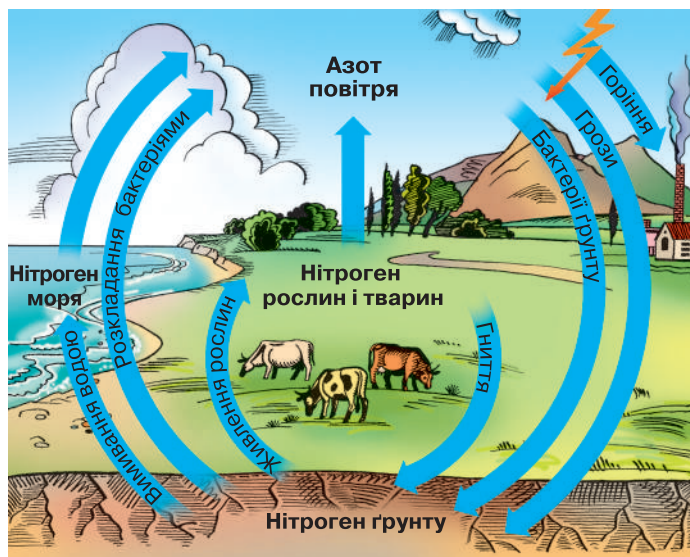


Рис. 127. Схема колообігу Нітрогену в природі

Не менш важливе значення має колообіг Нітрогену (рис. 127).



Розгляньте уважно схему колообігу Нітрогену в природі та складіть самостійно розповідь про процеси, що відбуваються.

ХІМІЯ ТА ЕКОЛОГІЯ. Під час вивчення хімії в курсі основної школи ви ознайомилися з речовинами та їх перетвореннями — природними процесами, що забезпечують баланс між накопиченням речовин у біосфері та їх використанням. Людина, як продукт природи та її невід'ємна частина, може жити тільки в безперервній взаємодії з нею.

Нині людина значно розширила використання продуктів хімічної промисловості. Збільшилися обсяги синтезування органічних речовин, що набули застосування як будівельні матеріали, лаки, фарби, клеї, синтетичні волокна й пластмаси, каучуки, гума, парфумерні та мийні засоби тощо. Усі виробництва органічних речовин мають великий вплив на довкілля та викликають певні екологічні ризики.

Вичерпуються запаси природних джерел вуглеводневої сировини, яка забезпечує сировинну й енергетичну галузі господарської діяльності людини.

Надмірні викиди в атмосферу шкідливих газів хімічної промисловості й автомобільного транспорту призводять до утворення та випадання кислотних дощів. Від них страждає рослинний і тваринний світ, закислюються ґрунти та водойми. Змінюється структура

ґрунтів, що впливає на зниження їх урожайності. Збільшення вмісту вуглекислого газу в атмосфері спричиняє глобальне потепління, танення льодовиків. У місцях накопичення сміття та різних відходів під дією світла утворюється фотохімічний смог, в атмосферу потрапляє багато пилу.

Використання фреонів призводить до руйнування озонового шару, який захищає планету від потрапляння прямих ультрафіолетових променів і виникнення озонових дір.

Усі ці чинники впливають на зміну колообігів хімічних елементів і речовин. Відомо, що традиційні джерела палива є вичерпними, а продукти їх згоряння створюють екологічні проблеми сучасності, про які йшлося раніше.

У забезпеченні економіки України паливно-енергетичними ресурсами важливого значення набуває виробництво та споживання *альтернативних видів палива*. До альтернативних видів рідкого палива належать: спирти, олії та інше рідке біологічне паливо, отримане з біосировини; горючі рідини, добуті з промислових відходів; газ водоносних пластів нафтогазових басейнів; метаногідрати, біогаз, водень тощо.

Для забезпечення гармонії людини з природою необхідно знати й неухильно дотримуватися її законів; раціонально, планово й оцідно використовувати природні ресурси; дбати про чистоту повітря, природних водойм, ґрунтів.

Кожна культурна людина, яка хоче бути здоровою та успішною в житті, має пам'ятати, що вона є частинкою природи, яку треба оберігати від негативних впливів господарської діяльності.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- Усі речовини за походженням поділяють на **неорганічні** й **органічні**. Залежно від складу й видів хімічних зв'язків розрізняють речовини молекулярної та немоллекулярної будови.
- До **речовин молекулярної будови** належать неорганічні речовини, молекули яких утворені неметалічними елементами; кислоти. З органічних речовин молекулярну будову мають майже всі вивчені вами представники окремих класів, жири та білки, тобто ті, які утворюються природним шляхом.
- **Синтетичним органічним** речовинам теж властива молекулярна будова.
- До **речовин немоллекулярної будови** належать здебільшого неорганічні сполуки (оксиди металічних елементів, основи, солі, метали) і деякі органічні (солі вищих карбонових кислот).
- Багатоманітність речовин зумовлена їх взаємоперетвореннями та синтезом нових. Чинниками, що пояснюють велику кількість орга-



нічних речовин, є: а) **здатність атомів Карбону утворювати карбонові ланцюги різної форми**; б) **наявність речовин, що утворюють гомологічні ряди**; в) **наявність кратних зв'язків та їх розміщення в карбоновому ланцюгу**; г) **наявність різних груп атомів**.

- Природними процесами, які регулюють баланс споживання та використання речовин, є **колообіги елементів і речовин**. Вони ґрунтуються на фотосинтезі, диханні, горінні та повільному окисненні, гнитті.
- У процесі господарської діяльності людина доволі часто забруднює навколишнє середовище: повітря, воду, ґрунти. Людина, як частина природи, має раціонально використовувати природні багатства, оберігати довкілля й запобігати його забрудненню, що призводить до техногенних катастроф та екологічних проблем.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Поясніть класифікацію речовин за походженням і будовою.
2. Охарактеризуйте склад речовин: а) молекулярної; б) немолекулярної будови.
3. Назвіть чинники, що впливають на багатоманітність речовин.
4. Поясніть на конкретних прикладах взаємоперетворення речовин.
5. Напишіть рівняння реакцій фотосинтезу та дихання та поясніть, як взаємопов'язані ці два процеси.
6. Обґрунтуйте, які екологічні проблеми спричиняють хімічні виробництва.
7. Парниковий ефект пов'язаний із небезпечним забрудненням атмосфери — накопиченням у ній карбон(IV) оксиду. Обчисліть, який об'єм газу (н. у.) потрапляє в атмосферу під час спалювання 100 кг дров, що містять целюлозу з масовою часткою 81 %.
8. Під час фотосинтезу з вуглекислого газу та води синтезується глюкоза й виділяється кисень. Обчисліть, який об'єм вуглекислого газу (н. у.) і масу води ввібрали зелені листки рослини, якщо утворилася глюкоза кількістю речовини 2 моль.
9. У пакеті для сміття містяться побутові відходи: шматки дерева, поліетиленові пляшки, розбита скляна тара, паперові упаковки від борошна, гречки, рису, енергозберігаючі лампи, обгортки цукерок. Поясніть, як треба посортувати ці відходи та якими правилами під час сортування потрібно керуватися.



ЦІКАВО ЗНАТИ

- Альтернативним джерелом енергії є деревинні паливні гранули (пелети). Їх теплота згоряння рівноцінна вугіллю, а викиди вуглекислого газу та золи в середньому в 15–35 разів менші.



§ 35. МІСЦЕ ХІМІЇ СЕРЕД НАУК ПРО ПРИРОДУ, ЇЇ ЗНАЧЕННЯ ДЛЯ РОЗУМІННЯ НАУКОВОЇ КАРТИНИ СВІТУ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *визначати* місце хімії серед інших природничих наук;
- *пояснювати* значення хімії для розуміння наукової картини світу;
- *характеризувати* методи пізнання природи;
- *оцінювати* значення хімічних знань для життя людини та формування її загальної культури.

Місце хімії серед наук про природу. Вивчаючи хімію впродовж трьох років, ви ознайомилися з неорганічними й органічними речовинами, які відіграють неоціненну роль у житті людини.

Хімія є складовою природознавства, яке інтегрує наукові знання про будову та властивості неживих і живих природних об'єктів і процесів.

Разом з іншими природничими науками, такими як фізика, географія, екологія, біологія, вона сприяє системному сприйняттю та вивченню природи, дає змогу зрозуміти структуру мікросвіту, пояснити його прояв у вигляді речовини або фізичного поля.

Вивчення хімії переконало вас, що ця цікава й змістовна наука досліджує речовини, їхній склад, будову, властивості та явища, що відбуваються з ними. Але під час вивчення характеристики того чи іншого класу речовин або окремої з них ми звертаємо увагу на фізичні властивості. Розв'язуючи задачі, використовуємо фізичні закони та фізичні величини. Отже, хімія, ґрунтуючись на дослідженні елементарних частинок, фізичних тіл і фізичних процесів, які не пов'язані з перетворенням речовин, пояснює якраз їх перетворення, що відбуваються під час хімічних реакцій.

Вивчення речовин, їхнього складу, будови, властивостей, функцій створює підґрунтя для пояснення багатьох біологічних процесів, що відбуваються в живих організмах. Отож можна зробити висновок про те, що хімія, фізика та біологія тісно взаємопов'язані.

Важливо сказати й про те, що різкої межі між цими науками й іншими природничими дисциплінами немає. Вони взаємопов'язані й збагачують одна одну. Тому на межі фізики та хімії з'явилися такі науки, як *фізична хімія* та *хімічна фізика*. На межі біології та хімії — *біохімія*, геології та хімії — *геохімія*.

Що вивчають ці науки?

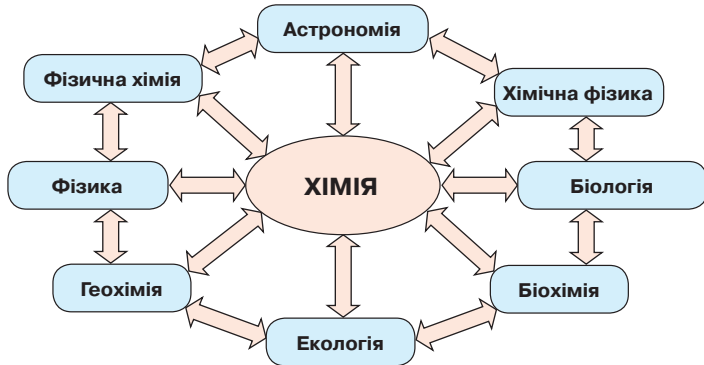


Рис. 128. Схема, що відображає місце хімії серед природничих наук і взаємозв'язки між ними

Фізична хімія — галузь науки, яка вивчає хімічні явища та процеси на основі загальних фізичних принципів й експериментальних методів. Зосереджена на вивченні хімічних явищ.

Хімічна фізика — наука, яка досліджує хімічні процеси фізичними методами, зокрема молекулярної фізики та фізики твердого тіла.

Біологічна хімія — наука про хімічний склад організмів і процесів, що в них відбуваються. Досліджує склад і будову білків, жирів, вуглеводів, нуклеїнових кислот, способи їх перетворень, використовуючи хімічні методи досліджень.

Геологічна хімія — наука про хімічний склад Землі, поширення та міграцію хімічних елементів у різних оболонках земної кулі.

Місце хімії серед інших наук про природу та взаємозв'язки між ними показано на *рисунок 128*.

Крім згаданих вище наук про природу, важливе місце належить **екології** — науці про взаємозв'язки живих організмів між собою та з навколишнім середовищем. **Астрономія** — наука про закони руху, властивості та розвиток небесних тіл.

Отже, хімія — це наука, яка створює фундамент для досліджень сумісних галузей наук, глибоко проникає в усі сфери життя людини. Маючи спільні предмет і методи дослідження, вона є складовою знань про природу.

Роль хімічних знань у пізнанні природи. Наука про природу — це цілісна система знань, що постійно розвивається та вдосконалюється, відкриваючи нові речовини та їхні властивості.

Речовина як реальна матерія з її складом, будовою та властивостями є пізнаваною, хоча й незалежною від самої людини. Однією з властивостей існування матерії є рух, який філософія розглядає як будь-яку зміну предмета загалом.

Природничі дисципліни вивчають різні форми руху матерії в їх ієрархії.

Найпростішою є *фізична* форма руху матерії, яка властива фізичним процесам: механічному рухові атомів, молекул, мікроскопічних і космічних тіл; поширенню електромагнітних і гравітаційних хвиль; переміщенню елементарних частинок. Ця форма руху матерії притаманна всім матеріальним тілам.

Вивчаючи хімію, ви переконалися в тому, що з речовинами й іншими матеріальними об'єктами можуть відбуватися зміни. Це підтверджується взаємоперетворенням речовин, яке спостерігається під час перебігу хімічних реакцій, і процесами, що відбуваються в клітинах живих організмів. Але хімічні перетворення супроводжуються певними фізичними явищами: виділенням тепла, світла, зміною забарвлення тощо.

Тому хімія вивчає *хімічну* форму руху матерії в тісному взаємозв'язку з *фізичною*. Хімічна форма руху матерії пов'язана зі сполученням атомів між собою й утворенням речовин і розпадом речовин на атоми, з яких під час хімічних реакцій утворюються нові речовини. Отже, хімія пояснює розвиток живої та неживої природи на рівні хімічних елементів і їхніх сполук.

Складнішою за згадані вище є *біологічна* форма руху матерії. Вона охоплює різноманітні біологічні процеси в живих організмах: обмін речовин, саморегуляцію, зв'язки в біоценозах, біосферні зміни. Інакше кажучи, вона забезпечує взаємозв'язки живих організмів з навколишнім середовищем. Ця форма руху матерії базується на хімічній формі руху.

Розглядаючи місце хімії серед інших природничих наук, варто пам'ятати про важливість *геохімії* — науки про хімічний склад Землі. У процесі еволюції з хімічних елементів Усесвіту сформувалася оболонка Землі, що дістала назву *біосфера* — середовище існування живих організмів на Землі. Термін уперше застосував австрійський геолог Е. Зюсс (1875). Він виокремив біосферу як оболонку Землі, що населена живими організмами. Біосфера охоплює частини таких оболонок Землі, як нижня атмосфера, гідросфера й верхня літосфера. Межі біосфери доволі широкі й сягають 20–25 км над поверхнею Землі, у середньому — від 1,5–2 км до 7–8 км у глиб літосфери.

За визначенням В. Вернадського, *геохімія* — наука, що вивчає «історію хімічних елементів планети», досліджує хімічний склад Землі. Український учений довів, що в біосфері живі організми та середовище їхнього існування перебувають у взаємозв'язку одне з одним. Саме речовини, які складаються з хімічних елементів, здійснюють цей взаємозв'язок.



Володимир Іванович Вернадський (1863–1945) — видатний український учений-природодослідник і філософ. Як патріот своєї держави, багато зробив для відродження України, її культури та науки. Зокрема, був ініціатором створення Академії наук України та першим її президентом, засновником публічної бібліотеки в Києві, яка нині названа на його честь.

В. Вернадський — один з перших учених, які сприймали Землю як єдиний живий організм, усвідмлюючи величезний перетворювальний вплив живих організмів на всі три оболонки Землі в планетарному масштабі. На цьому твердженні ґрунтується створена ним теорія біосфери (1934).

В. Вернадський — основоположник сучасних напрямів розвитку геології, гідрології, мінералогії.

Розвиваючи вчення про біосферу, В. Вернадський довів тісну взаємодію та взаємозалежність усіх форм життя. Він сформулював визначення: «Біосфера є оболонкою життя — сферою існування живої речовини».

В. Вернадський охарактеризував вплив людини («сферу розуму») на біосферу. Через розумову діяльність і потреби людини природні об'єкти зазнають змін, які порушують природну рівновагу. Тому в праці «Декілька слів про ноосферу» він зазначав, що ноосфера має стати цариною розуму, де панують закони мудрості й гармонії.

На думку вчених, світ є матеріальним, а матерія постійно рухається та змінюється у формі найрізноманітніших речовин, що утворюють неживу та живу природу. У зв'язку з тим, що вплив людини часто є згубним для природних екосистем, ітиметься про збереження природних ресурсів для майбутніх поколінь у планетарному масштабі.

Ураховуючи все, сказане вище, можна дійти висновку, що хімічні знання — невід'ємна складова пізнання природи в усіх її проявах.

Хімія, як наука про речовини, є частиною загальної культури людства. Тому хімічна освіта сприяє розробленню та використанню нових хімічних технологій, дає можливість безпечно користуватися речовинами в побуті та на виробництвах, позбавляє навколишнє середовище екологічних ризиків, допомагає розуміти навколишній світ і взаємодіяти з ним.

Знання хімії дає змогу сформувати правильну наукову картину світу, а отже, розуміти роль речовин у природі та житті суспільства.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Хімія** — наука, яка тісно пов'язана з **фізикою** та **біологією** і взаємодіє з іншими природничими науками: астрономією, екологією, геологією, географією. Однак різкої межі між природничими дисциплінами немає.
- На межі фізики та хімії з'явилися такі науки, як **фізична хімія** та **хімічна фізика**, а на межі біології й хімії — **біохімія**, геології та хімії — **геохімія**.
- **Фізична хімія** — галузь науки, що вивчає хімічні явища й процеси на основі загальних фізичних принципів та експериментальних методів. Зосереджена на вивченні хімічних явищ.
- **Хімічна фізика** — наука, яка досліджує хімічні процеси фізичними методами, зокрема молекулярної фізики та фізики твердого тіла.
- **Біологічна хімія** — наука про хімічний склад організмів і процесів, які в них відбуваються. Досліджує склад і будову білків, жирів, вуглеводів, нуклеїнових кислот, способи їх перетворень, використовуючи хімічні методи досліджень.
- **Геологічна хімія** — наука про хімічний склад Землі, поширення та міграцію хімічних елементів у різних оболонках земної кулі.
- Знання хімії дає змогу пояснити взаємозв'язки між різними формами руху матерії. Як наука про речовини, що пояснює розвиток живої та неживої природи, вона вивчає фізичну форму руху матерії та є підґрунтям біологічних процесів у живих організмах.
- **Учення про біосферу** розкриває тісні зв'язки живих організмів із середовищем їхнього існування. І саме речовини, що складаються з хімічних елементів, забезпечують цей взаємозв'язок.
- Розуміння хімічних явищ і процесів дає змогу логічно пояснити наукову картину світу. Така інформація була, є і буде частиною загальної культури людства.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Поясніть місце хімії серед наук про природу.
2. Охарактеризуйте науки, що виникли на межі: а) фізики та хімії; б) біології та хімії; в) геології та хімії.
3. Поясніть, як ви розумієте філософську категорію «матерія». Охарактеризуйте відомі вам форми руху матерії.
4. Обґрунтуйте взаємозв'язки між формами руху матерії.
5. Поясніть роль В. Вернадського у створенні вчення про біосферу.
6. Унаслідок фотохімічних процесів, що відбуваються в атмосфері, озон розкладається за схемою $O_3 \rightarrow O_2 + O$. Обчисліть масу кисню, яка утвориться внаслідок розкладання 24 кг озону.



§ 36. ХІМІЧНА НАУКА Й ВИРОБНИЦТВО В УКРАЇНІ. ВИДАТНІ ВІТЧИЗНЯНІ ВЧЕНІ – ТВОРЦІ ХІМІЧНОЇ НАУКИ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *дізнатися про* розвиток хімічної науки й хімічне виробництво в Україні; українських учених-хіміків;
- *називати* імена видатних вітчизняних учених-хіміків; найважливіші хімічні виробництва в Україні;
- *пояснювати* значення громадянської позиції вченого;
- *оцінювати* внесок хімічної науки в розвиток вітчизняного виробництва;
- *характеризувати* значення хімії у житті суспільства, збереженні довкілля, для здоров'я людей.

Хімічна наука в Україні. Ви завершуєте курс хімії основної школи, вивчення якого дало змогу зрозуміти, що хімія є однією з фундаментальних наук про природу. Вона формує перші уявлення про наукову картину світу, роль речовин у розвитку природи, взаємозв'язки між неорганічними й органічними речовинами та їхнє значення в житті людини й суспільства, допомагає усвідомити єдність усіх процесів у природі. Вивчаючи цю науку, ви дізналися про багато речовин і процесів, про те, що саме відбувається з ними, про їхні біологічні функції та значення.

Як вам уже відомо, хімічна наука почала бурхливо розвиватися із середини XVIII ст. Саме в той час з'явилися фундаментальні праці про те, що речовина складається з атомів і молекул. М. Ломоносов сформулював, а А. Лавуазьє перевідкрив закон збереження маси речовин під час хімічних реакцій. Про цих визначних учених і їхній внесок у розвиток хімії ви вже довідалися з попередніх курсів.

Далі вчення про атоми розвинув англійський учений Дж. Дальтон. Йому належать термін «елемент», гіпотеза про різні маси й розміри атомів, позначення символів і хімічних сполук. Однак символи хімічних елементів, запропоновані Дж. Дальтоном, були незручними для користування, тому Є. Берцеліус подав думку позначати хімічні елементи символами, які складалися з однієї чи двох початкових літер їх латинської назви. Символи нововідкритих хімічних елементів трилітерні.



Знайдіть у періодичній системі хімічних елементів (див. перший форзац) трилітерні символи та назвіть ці елементи.

Неоціненний внесок у класифікацію хімічних елементів зробив російський учений Д. Менделєєв. Відкритий ним періодичний закон і створена на його основі періодична система хімічних елементів започаткували вивчення будови атома, сприяли поясненню утворення хімічного зв'язку між атомами й обґрунтуванню існування речовин молекулярної та немоллекулярної будови.

Геніальною стала робота італійського хіміка й фізика А. Авогадро, який, досліджуючи гази, відкрив закон, названий його іменем.



Сформулюйте періодичний закон, відкритий Д. Менделєєвим, і закон Авогадро.

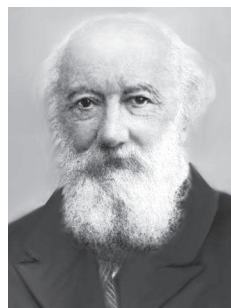
Важливий внесок у відкриття нових хімічних елементів і в розвиток учення про радіоактивність атомів елементів зробили подружжя Марія та П'єр Кюрі. Французький учений, фізик і хімік польського походження М. Кюрі виявила радіоактивність хімічного елемента Торію, а разом із чоловіком відкрила два радіоактивні елементи – Полоній і Радій. Явище радіоактивності М. Кюрі використала для діагностування хвороб, створивши перші рентгєнівські установки. Вона – лауреат двох Нобелівських премій: перша – з фізики (1903), друга – з хімії (1911).

Згадуючи імена вчених світового масштабу, які стояли біля витоків хімічної науки, не можна замовчати про вітчизняних науковців-хіміків.

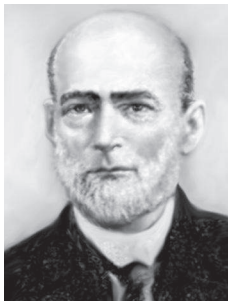
Вивчаючи у 8 класі взаємодію металів з кислотами, ви ознайомилися з рядом активності металів. Його творцем був український і російський фізико-хімік **Микола Миколайович Бекетов** (1827–1911).

Узагальнивши результати досліджень як теорію витіснення металів, М. Бекетов установив ряд активності металів. Це сприяло відкриттю нового методу відновлення менш хімічно активних металів більш активними. Як відновник металів учений використовував металічний алюміній або магній, тож метод дістав назву *алюмініотермія* та *магнетермія*. У 1854 р. М. Бекетов запропонував економічно доцільну схему добування сірки з гіпсу послідовним відновленням та окисненням: $\text{CaSO}_4 \rightarrow \text{CaS} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S}$. Ці роботи набули широкого застосування на хімічних виробництвах.

Крім того, М. Бекетов сформулював *закон діючих мас*. Працював учений у Харківському університеті. Його вважають основоположником фізичної хімії.



М. Бекетов



М. Бунге

Микола Андрійович Бунге (1842–1915) — український учений-хімік, працював у галузях електрохімії та хімічної технології. Досліджував електроліз розчинів і органічних сполук, найцікавішими дослідженнями є вивчення електролізу органічних кислот.

У докторській дисертації «До питання про електроліз хімічних сполук» учений довів, що спирти, кислоти та їхні металічні похідні розкладаються електричним струмом у водних розчинах на водень або метал, що виділяється на катоді, і решту групи, яка виділяється на аноді, а також пояснив причини виділення на аноді різних продуктів залежно від умов електролізу. Він першим виявив вплив сили струму та площі поверхні анода на результат електролізу й найповніше дослідив вплив інших чинників на перебіг процесу.

Роботи М. Бунге з технічної хімії пов'язані з виноробством, виробництвом цукру з буряка. Учений удосконалив методику газового аналізу; вивчав процес виробництва цукру з цукрового буряка й умови його перебігу; зробив вагомий внесок у розвиток вітчизняної цукрової промисловості; удосконалив методику газового аналізу.

Алла Григорівна Бондар (1921–1981) — засновниця кафедри кібернетики хіміко-технологічних процесів Київського політехнічного інституту, професор. Життєвий шлях і наукова робота А. Бондар — приклад для наслідування молодими поколіннями вчених.

Як учений-дослідник, А. Бондар з 1947 р. працювала в Київському політехнічному інституті викладачем, була доцентом кафедри технології неорганічних речовин (1967–1974), завідувачем кафедри кібернетики хіміко-технологічних процесів (1974–1981), водночас працювала на посаді проректора з навчально-методичної (1955–1958) і навчальної роботи (1974–1980). З 1958 р. — начальник Управління вищих навчальних закладів Міністерства вищої і середньої спеціальної освіти УРСР, перший заступник міністра освіти (1960–1962), міністр вищої освіти (1962–1967). У складі делегації України брала участь у роботі 15-ї та 16-ї Генеральної Асамблеї ООН (1960, 1961).



А. Бондар

А. Бондар керувала науковими дослідженнями в галузі основних процесів й апаратів хіміч-

ної технології, здійснила їх математичний опис, використовувала ідеї планування експерименту для пошуку оптимальних режимів реалізації хіміко-технологічних процесів.

Володимир Іванович Вернадський (1863–1945). *Див с. 230.*

Іван Якович Горбачевський (1854–1942). *Див с. 206.*

Олексій Миколайович Бах (1857–1946) — український учений-біохімік. Закінчив Київський університет Св. Володимира. Ініціатор створення фізико-хімічного інституту імені Л. Я. Карпова; разом з О. Опаріним заснував Інститут біохімії АН СРСР, був його директором.

Основні наукові досягнення стосуються досліджень окисно-відновних процесів у живій клітині.

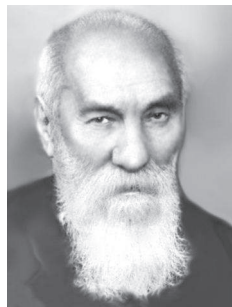
О. Бах довів, що основою фотосинтезу органічної речовини (глюкози) зеленими листками рослин з вуглекислого газу й води є хімічна реакція.

Учений створив пероксидну теорію повільного окиснення й довів, що саме пероксиди, які утворюються під час фотосинтезу, є джерелом молекулярного кисню, що виділяється в процесі асиміляції.

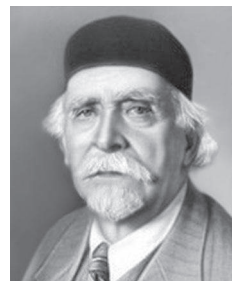
О. Бах відкрив оксидаційні ферменти в рослин і грибів, розробив методика їх визначення. Теоретичні розвідки вченого про ферменти стали науковим підґрунтям розвитку харчової промисловості. Серед його учнів — відомі природодослідники В. Енгельгардт, О. Браунштейн, О. Опарін та ін.

Микола Дмитрович Зелінський (1861–1953) — український хімік-органік. Працював на кафедрі хімії в Новоросійському університеті, а згодом — професором на кафедрі органічної й аналітичної хімії Московського університету.

Об'єктом наукових досліджень М. Зелінського була нафта. Він установив її походження, дослідив хімічний склад нафти та продуктів її переробки, запропонував каталітичний крекінг (розщеплення) і піроліз нафтопродуктів, добування толуену, а на його основі — синтез вибухової речовини тротилу. У роки Першої світової війни це відкриття мало важливе значення для оборонної промисловості. Учений запропонував використовувати алюмосилікати й оксиди як доступні каталізатори під час промислової переробки нафти, платину та паладій — у процесі до-



О. Бах



М. Зелінський



А. Пилипенко

бування нафтенів. Синтезував етин (ацетилен), бензен. Як практичний результат досліджень ученого, у Росії було відкрито перший завод термічного крекінгу нафти.

М. Зелінський уперше запропонував протигаз — засіб захисту від отруйних газів.

Анатолій Терентійович Пилипенко (1914–1993) — академік НАН України, доктор хімічних наук, професор, заслужений діяч науки і техніки України, лауреат Державної премії України, відомий учений у галузі аналітичної

хімії та хімії комплексних сполук.

Основну увагу вчений приділяв проблемі захисту водного басейну України від забруднення техногенними відходами. Він працював над технологією створення замкнених циклів водопостачання в промисловості, розробляв технологію комплексної переробки шахтних вод.

До кінця життя А. Пилипенко керував виконанням аналітичної частини державних програм «Чиста вода» і «Питна вода», брав активну участь у ліквідації наслідків Чорнобильської катастрофи, неодноразово бував у Прип'яті, вирішував нагальні питання, пов'язані з очищенням води.

Лев Володимирович Писаржевський (1874–1938) — учений-хімік, академік. Працював у галузі фізичної хімії.

Л. Писаржевський синтезував низку нових пероксидних сполук, зокрема амоній пероксид, перборати натрію та інших лужних елементів, що використовувалися як ефективні засоби для дезінфекції та відбілювання; започаткував електронну теорію окисно-відновних процесів, каталізу. Упродовж усього життя вчений досліджував переміщення електронів під час хімічних реакцій. На основі нових світоглядних уявлень про хімічні реакції розвинув теорію гальванічного елемента.



Л. Писаржевський

З ініціативи Л. Писаржевського було створено Український науково-дослідний інститут фізичної хімії (ІФХ), який швидко став провідним у цій галузі в Україні. Був одним з ініціаторів створення університету в Дніпрі (нині — Дніпровський національний університет імені Олеся Гончара) і його хімічного факультету.

Гідний внесок у хімічну науку зробили сучасні вчені: А. Голуб, А. Кипріанов, С. Реформатський, В. Яворський.

У Львівському національному університеті імені Івана Франка працює ціла плеяда хіміків-кристалографів.

ХІМІЧНЕ ВИРОБНИЦТВО В УКРАЇНІ. Не секрет, що продукти хімічної промисловості оточують нас повсякчас і відіграють вирішальну роль у всіх сферах життя людини та суспільства. Вивчення речовин завжди пов'язане з їх застосуванням. Тому кожна вивчена вами речовина важлива або як сировина для добування інших речовин, або має своє практичне застосування. Хімія — це будівельні матеріали, лікарські препарати й обладнання, мінеральні й органічні добрива та засоби боротьби зі шкідниками сільського господарства, енергоресурси, природні й синтетичні органічні речовини, космічна техніка, легка та харчова промисловість тощо. Важко перелічити всі галузі застосування речовин.

Хімічна промисловість є пріоритетною серед інших виробництв, оскільки вона створює нові речовини й на їх основі — матеріали з наперед заданими властивостями.

Упродовж XX ст. і на початку XXI ст. хімія та хімічна промисловість стали визначальними чинниками цивілізованості суспільства. Швидкими темпами розвивався промисловий синтез амоніаку, мінеральних добрив, полімерів і полімерних матеріалів, препаратів фармацевтичної та парфумерної промисловості, штучних і синтетичних волокон, фарб, лаків, клеїв, харчових продуктів і добавок. Практично неможливо перелічити всі речовини й матеріали, які стали невід'ємною частиною життя людини.



Пригадайте з курсу географії найважливіші хімічні виробництва України.

До хімічного виробництва України належать такі галузі: гірничо-хімічна, основна хімія, хімія органічного синтезу, хімія полімерів, хіміко-фармацевтична, хімічних волокон, лакофарбова, нафтохімічна й нафтопереробна тощо (рис. 129, с. 238).

Локалізація хімічних виробництв здебільшого залежить від наявності сировини на тій чи іншій території України. Наприклад, на Львівщині було добре розвинуте виробництво сірки (Новий Розділ), в Івано-Франківській області — калійної солі (Калуш), на Донеччині — кам'яної солі (Слов'янськ, Артемівськ).



Пригадайте, де в Україні розміщені підприємства основної хімії.

Основна хімія є провідною галуззю для виробництва мінеральних добрив: нітратних (Дніпро, Горлівка, Алчевськ, Лисичанськ,

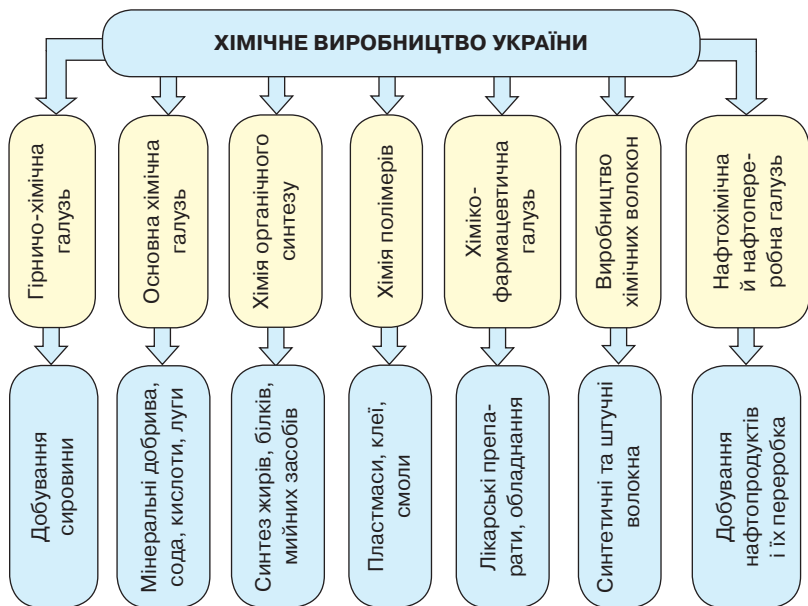


Рис. 129. Структурна блок-схема хімічного виробництва України

Рівне, Одеса), фосфатних (Вінниця, Одеса, Суми), калійних — у місцях добування калійної солі.

Сульфатна кислота використовується в суспільному господарстві й інших галузях хімічної промисловості. Сировинною базою її виробництва є самородна сірка та відходи нафтопереробної й коксохімічної промисловості, виплавлення металів.

Виробництво соди, як правило, здійснюється в місцях, де є родовища кухонної солі та ропи, вапняку.



Назвіть, використовуючи знання з географії, основні підприємства органічного синтезу та їх розташування на території України.

Отже, хімічна промисловість України є різноманітною й охоплює майже всі сфери виробництва, необхідних для створення добробуту й покращання життя людини. Без її продукції практично неможливо обійтися.

Однак хімічне виробництво може завдати чимало шкоди природі, якщо нехтувати чинниками, які зумовлюють глобальні екологічні катастрофи. У зв'язку з цим людина як частина природи, що наділена розумом і здатністю творити, має виховувати в собі усвідомлення того, наскільки небезпечними можуть бути наслідки негосподарського ставлення до природних ресурсів і виробництв хімічної про-

мисловості. Про це має знати й дбати насамперед молодь, яка будуватиме власне доросле життя, а відповідно — і майбутнє України.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Хімія** — наука про природу, що формує перші уявлення про наукову картину світу, роль речовин у розвитку природи, взаємозв'язки між неорганічними й органічними речовинами та їх роль у житті людини, допомагає зрозуміти єдність усіх процесів у природі.
- **Фундамент хімічної науки** закладений визначними вченими-дослідниками світового масштабу: М. Ломоносовим, А. Лавуазьє, Дж. Дальтоном, Д. Менделєєвим, А. Авогадро, М. Кюрі.
- Значний внесок у розвиток хімічної науки зробили українські хіміки: М. Бекетов, М. Бунге, А. Бондар, О. Бах, В. Вернадський, І. Горбачевський, М. Зелінський, Л. Писаржевський, А. Пилипенко.
- Найпоширенішими галузями хімічного виробництва України є такі: гірничо-хімічна, основна хімія, хімія органічного синтезу, хімія полімерів, хіміко-фармацевтична, хімічних волокон, лакофарбова, нафтохімічна й нафтопереробна.
- **Хімічна промисловість України** є різноманітною й охоплює майже всі сфери виробництва, необхідні для створення добробуту та покращання життя людини.
- Молоде покоління, яке будуватиме майбутнє нашої держави, має раціонально ставитися до природних багатств, берегти довкілля, виховувати в собі екологічну свідомість.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

Назвіть учених-хіміків, на основі праць яких сформувалася хімічна наука.



НАВЧАЛЬНІ ПРОЕКТИ

- I. Оберіть самостійно або з допомогою вчителя тему навчального проекту із запропонованого нижче переліку.
 1. Видатні вітчизняні хіміки як учені й особистості.
 2. Соціологічне опитування про користь і шкоду хімії.
 3. Анкетування учнів навчального закладу щодо їхньої участі в розв'язуванні екологічних проблем місцевості.
 4. Дослідження достовірності реклами з погляду хімії.
- II. Оберіть форму виконання проекту відповідно до теми.
- III. Проведіть презентацію проекту.

Відповіді до розрахункових задач

- § 2. 4. 4,66 г BaSO_4 ; 5. 1,98 г Ca^{2+} .
- § 6. 5. 0,25, або 25 %.
- § 7. 4. 50 г NaNO_3 , 200 г H_2O ; 5. 16 %.
- § 8. 4. 44,1 %; 5. 28,125 г; 6. 45,07 г кристалогідрату; 254,93 г води; 7. 15,44 %.
- § 11. 7. 77,7 г CaCl_2 , 75,6 г H_2O .
- § 12. 6. 4,66 г BaSO_4 ; 7. 13,44 л.
- § 13. 6. 28,2 г; 7. 3,32 г KI , 3,4 г AgNO_3 , по 0,02 моль кожного.
- § 14. 6. 5,6 л; 7. 18,75 г, 0,125 моль Al_2S_3 ; 8. 34,2 г $\text{Ba}(\text{OH})_2$.
- § 15. 8. 56,7 г $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$.
- § 16. 6. 270 г H_2 ; 135 г O_2 ; 336 л H_2 , 168 л O_2 ; 7. 70 %, 19,6 л O_2 .
- § 18. 6. 78,3 г $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ і 31,8 г Na_2CO_3 ; 7. 42,6 г Na_2SO_4 , 5,4 г H_2O , 6,72 л CO_2 .
- § 20. 7. 448 л CO_2 ; 8. 64,25 г CH_3Cl , 46,44 г HCl .
- § 21. 6. Г; 7. 114, C_8H_{18} ; 8. 280 л CO_2 , 270 г H_2O .
- § 22. 7. 35,84 л O_2 .
- § 23. 3. 448 л O_2 ; 4. 40 л C_3H_8 , 200 л O_2 ; 5. 94 %; 6. 1,975 м³, або 1975 л; 7. 457,6 л O_2 , 281,6 л CO_2 .
- § 24. 5. 720 л O_2 ; 6. 560 л O_2 , 336 л CO_2 ; 7. 591, 36 л O_2 , 358, 4 л CO_2 .
- § 25. 3. 82,76 %; 4. 40 м³; 5. 474, 88 м³ O_2 ; 6. 1344 м³ O_2 , 6720 м³ повітря; 7. 59,75 м³ повітря; 8. 548,8 м³ O_2 , 29,12 кг CO_2 .
- § 26. 3. Г; 4. А; 5. 18,4 г $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$, 13,44 л CO_2 ; 6. 345 г $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, 504 л O_2 ; 7. 47,04 л CO_2 , 50,4 г H_2O , 0,7 моль $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$.
- § 27. 5. 240 г; 6. Може бути три результати: 54 г CH_3COOH , 36 г NaOH ; 54 г CH_3COOH , 20,7 г Na ; 54 г CH_3COOH , 56,7 г Na_2CO_3 ; 7. 41 г CH_3COONa , 4,5 г H_2O , 5,6 л CO_2 .
- § 28. 5. 65,31 %; 6. 1836 кг, 6 кмоль; 7. 56,4 $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$, 11,2 кг KOH , калій олеїноат.
- § 29. 4. 76,85 %; 5. 10,86 %; 6. 197,4 кг $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$, 28 кг NaOH , натрій олеїноат; 7. 1280 кг $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$, 1470 кг $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOK}$, 5 кмоль.
- § 30. 7. У 6 разів; 8. 67,2 л CO_2 , 54 г H_2O ; 9. 268,8 м³ CO_2 , 360 кг $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.
- § 31. 4. 44,44 %; 5. 806,4 л CO_2 , 648 г H_2O ; 7. 72,9 кг крохмалю, 8,1 кг H_2O .
- § 32. 6. 21,21 %; 7. 20 000.
- § 34. 7. 67,2 м³ CO_2 ; 8. 268,8 л CO_2 , 216 г H_2O .
- § 35. 6. 16 кг O_2 .

ДОДАТКИ

Додаток 1

ВІДНОСНІ МОЛЕКУЛЯРНІ МАСИ НЕОРГАНІЧНИХ РЕЧОВИН

	H ⁺	NH ₄ ⁺	Na ⁺	K ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Pb ²⁺
O ²⁻	-	-	62	94	153	56	40	102	152	72	160	71	81	80	232	223
OH ⁻	18	35	40	56	171	74	58	78	103	90	107	89	99	98	-	241
Cl ⁻	36,5	53,5	58,5	74,5	208	111	95	133,5	158,5	127	162,5	126	136	135	143,5	278
Br ⁻	81	98	103	119	297	200	184	267	292	216	296	215	225	224	188	367
I ⁻	128	145	150	166	391	294	278	408	433	310	-	309	319	-	235	461
NO ₃	63 ⁻	80	85	101	261	164	148	213	238	180	242	179	189	188	170	331
S ²⁻	34	68	78	110	169	72	56	150	200	88	208	87	97	96	248	239
SO ₃	82 ²⁻	116	126	158	217	120	104	294	344	136	352	135	145	144	296	287
SO ₄	98 ²⁻	132	142	174	233	136	120	342	392	152	400	151	161	160	312	303
CO ₃	62 ²⁻	96	106	138	197	100	84	-	-	-	292	115	125	124	276	267
SiO ₃	78 ²⁻	-	122	154	213	116	100	282	332	132	340	131	141	140	292	283
PO ₄	98 ³⁻	149	164	212	601	310	262	122	147	358	151	355	385	382	419	811

ЯКІСНІ РЕАКЦІЇ НА КАТІОНИ Й АНІОНИ

		Катіони гідратів оксидів										
		Сильних		слабких		амфотерних			слабк. амф.			
		H ⁺	Va ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Fe ²⁺	Ag ⁺	Al ³⁺	Zn ²⁺	Pb ²⁺	Fe ³⁺	Cu ²⁺
Сильних	OH ⁻	р	р	м	білий	біло-зелений	—	білий	білий	білий	бурий	синій
	SO ₄ ²⁻	р	білий	м	р	р	м	р	р	білий	р	р
	Cl ⁻	р	р	р	р	р	білий	р	р	білий	р	р
	Br ⁻	р	р	р	р	р	біло-жовтий	р	р	біло-жовтий	р	р
слабких	I ⁻	р	р	р	р	р	жовтий	р	р	жовтий	р	р
	PO ₄ ³⁻		білий	білий	білий	білий	жовтий	білий	білий	білий	біло-жовтий	голубий
	CO ₃ ²⁻	газ↑	білий	білий	білий	білий	біло-жовтий	—	—	—	—	—
	S ²⁻	газ↑	р	р	м	чорний	чорний	—	білий	чорний	—	чорний
	SiO ₃ ²⁻	білий	білий	білий	білий	сірий	—	—	рожевий	—	—	—

Примітка: р — ознак реакції немає; м — розчин каламутний; **риска** — розкладається водою або не існують; ↑ — речовини, під час розкладання яких утворюються гази.

ТЕРМІНОЛОГІЧНИЙ СЛОВНИК

А

Аерозолі — системи, які характеризуються тим, що дисперсною фазою в них є рідина, а дисперсійним середовищем — гази.

Алкани — група насичених вуглеводнів, що мають загальну формулу $C_n H_{2n+2}$.

Амінокислоти — органічні речовини, що містять у складі різні за характером групи атомів: карбоксильну, властиву кислотам, й аміногрупу, властиву органічним основам.

Амфотерні гідроксиди — гідроксиди, що проявляють подвійну хімічну природу: під час реакцій з кислотами реагують як основи, з лугами — як кислоти.

Аналітична хімія — наука, яка вивчає методи визначення якісного й кількісного складу речовин.

Аніон — негативно заряджений йон.

Асоціація — сполучення різнойменно заряджених йонів у молекули за рахунок електростатичних сил притягання.

Б

Бензинова фракція — вуглеводні з карбоновим ланцюгом $C_5 - C_{11}$, які утворюються за температури 40–80 °С.

Білки — високомолекулярні органічні сполуки (природні полімери), до складу яких входять залишки молекул амінокислот, сполучених між собою пептидним зв'язком.

Біологічна хімія — наука про хімічний склад організмів і процесів, що в них відбуваються.

Біосфера — середовище існування живих організмів на Землі.

В

Відновлення — процес приєднання електронів частинками.

Відновники — атоми, молекули чи йони, які віддають електрони.

Водневий зв'язок — електростатична взаємодія між молекулами за участю атомів Гідрогену.

Вуглеводи — органічні речовини, склад молекул яких представлено загальною формулою $C_m (H_2O)_n$.

Г

Газифікація — перспективний спосіб переробки вугілля з низьким вмістом Карбону.

Газойль — фракція, яка утворюється під час перегонки нафти й містить вуглеводні складу $C_{11} - C_{20}$.

Гас – фракція, що утворюється під час перегонки нафти й містить вуглеводні складу $C_{12} - C_{18}$.

Геологічна хімія – наука про хімічний склад Землі, поширення та міграцію хімічних елементів у різних оболонках земної кулі.

Гідратація – взаємодія частинок речовини з молекулами води під час утворення водного розчину.

Гідрати – продукти гідратації.

Гідроксильна група – група атомів –ОН.

Гліцерол – триатомний спирт, молекулу якого розглядають як похідну пропану, у якого один атом Гідрогену біля кожного атома Карбону заміщений на гідроксильну групу.

Глюкоза – моносахарид, хімічна формула якого $C_6H_{12}O_6$.

Гомологи – сполуки, що подібні за будовою та хімічними властивостями, але відрізняються за складом молекул на одну або кілька груп атомів $-CH_2-$.

Гудрон – залишок мазуту після добування з нього вазеліну та парафіну.

Д

Диполь – система з двох зарядів (δ^- і δ^+), однакових за значенням, але протилежних за знаком.

Дисоціація – розклад молекул на простіші молекули, атоми, атомні групи або йони.

Дисперсна система – система з двох чи більше речовин, причому одна з них у подрібненому стані рівномірно розподілена серед частинок іншої.

Дисперсна фаза – подрібнена речовина.

Дисперсійне середовище – речовина, у якій міститься дисперсна фаза.

Е

Екзотермічні реакції – реакції, під час яких виділяється тепло.

Електроліти – речовини, водні розчини яких або розплави проводять електричний струм.

Електролітична дисоціація – розпад електроліту на йони під час розчинення у воді (або розплавлення).

Ендотермічні реакції – реакції, під час яких поглинається тепло.

Емульсії – системи, у яких дисперсною фазою та дисперсійним середовищем є рідини, що не змішуються.

Етанова кислота – представник насичених карбонових кислот, до складу якої входить залишок молекули метану $-CH_3$ і карбоксильна група $-COOH$.

Етанол — одноатомний спирт, до складу якого входить залишок молекули насиченого вуглеводню етану $-C_2H_5$ й гідроксильна група $-OH$.

Ж

Жири — продукти взаємодії гліцеролу й вищих карбонових кислот (*тверді жири* — насичених кислот, *рідкі* — ненасичених).

І

Істинні розчини — гомогенні системи, у яких молекули чи йони розчиненої речовини рівномірно розподіляються між молекулами розчинника.

Й

Йонізація — утворення електрично заряджених частинок (вільних електронів і йонів) з електрично нейтральних частинок середовища.

Йонні реакції — реакції обміну, що відбуваються в розчинах електролітів.

Йонно-молекулярні рівняння — рівняння, які містять не тільки йони, а й формули сполук.

К

Кам'яне вугілля — тверда викопна вуглеводнева сировина.

Карбоксильна група — група атомів $-COOH$, що зумовлює властивості органічних кислот.

Кислоти — електроліти, які у водних розчинах (розплавах) дисоціюють на гідратовані катіони Гідрогену.

Коксування — спосіб перероблення кам'яного вугілля.

Колоїдні розчини — високодисперсні системи (клеєподібний розчин), у яких розмір частинок становить 1–100 нм, а колоїдне середовище є рідиною.

Кратні зв'язки — подвійний і потрійний зв'язки.

Кристалізаційна вода — вода, що входить до складу кристалогідрату.

Кристалогідрати — речовини, до складу яких входить певна кількість молекул води.

Крохмаль — природний полімер, склад якого виражається формулою $(-C_6H_{10}O_5-)_n$.

Л

Лігроїн — фракція, що утворюється під час термічного розкладу нафти й містить суміш вуглеводнів складу $C_8 - C_{14}$.

М

Мазут — темна в'язка рідина, що залишається після перегонки нафти або виділення з неї нафтопродуктів.

Метан — найпростіша за будовою органічна сполука, до складу молекули якої входять один атом Карбону й чотири атоми Гідрогену.

Мило — натрієві та калієві солі вищих карбонових кислот.

Модель — замітник, аналог об'єкта.

Н

Нафта — природна суміш вуглеводнів різних класів.

Неелектроліти — речовини, водні розчини яких або розплави не проводять електричний струм.

Необоротні реакції — хімічні реакції, що відбуваються в одному напрямі й завершуються повним перетворенням реагентів на продукти.

О

Оборотні реакції — хімічні реакції, які одночасно відбуваються у двох протилежних напрямках.

Окиснення — процес, під час якого частинки реагентів віддають електрони.

Окисники — частинки, які приєднують електрони.

Окисно-відновні реакції — хімічні реакції, що відбуваються зі зміною ступенів окиснення елементів реагентів і продуктів реакції.

Оксиди — складні речовини, до складу яких входять два елементи, один з яких — Оксиген у ступені окиснення -2 .

Органічні речовини — сполуки Карбону, які вивчає окрема галузь хімії — органічна хімія.

Основи — електроліти, які у водних розчинах (розплавах) дисоціюють на гідратовані гідроксид-аніони.

П

Піни — двофазні системи, у яких дисперсною фазою є гази, а дисперсійним середовищем слугує рідина.

Показник рН — величина, що характеризує концентрацію йонів Гідрогену в розчинах.

Поліетилен — високомолекулярна сполука, що утворюється внаслідок реакції полімеризації етилену.

Полімери — високомолекулярні сполуки, що утворюються внаслідок сполучення великої кількості молекул речовин, які мають у своєму складі кратні зв'язки.

Природний газ — природна суміш вуглеводнів, які утворилися в надрах Землі внаслідок розкладу органічних сполук.

Процес розчинення — фізико-хімічний процес, який супроводжують теплові явища, що відбуваються внаслідок гідратації молекул або йонів у розчині.

Р

Рідке мило — калієві солі вищих карбонових кислот.

Розчин — однорідна (гомогенна) система, що складається з двох або більше компонентів і продуктів їхньої взаємодії.

Розчинена речовина — газ, рідина або тверда речовина.

Розчинник — компонент розчину, який перебуває в такому самому агрегатному стані, що й розчин.

Розчинність — маса розчиненої речовини, яка за певних умов (температури, тиску) може розчинитися в розчиннику масою 100 г.

С

Сапоніни — речовини, що мають мийну дію й містяться в рослинах.

Сахароза — дисахарид, молекулярна формула якого $C_{12}H_{22}O_{11}$.

Сильні електроліти — електроліти, ступінь дисоціації яких високий ($\alpha \approx 1$, або 100 %).

Синтетичні органічні речовини — це продукти хімічної промисловості.

Слабкі електроліти — електроліти, ступінь дисоціації яких низький ($\alpha < 3$ %).

Солі — електроліти, які у водних розчинах (розплавах) дисоціюють на гідратовані катіони металічних елементів та аніони кислотних залишків.

Спирти — органічні речовини, до складу яких входить одна або кілька гідроксильних груп.

Ступінь електролітичної дисоціації — відношення кількості молекул (формульних одиниць), що розпалися на йони, до загальної кількості молекул (формульних одиниць) розчиненої речовини.

Суспензії — системи, у яких частинки твердої речовини рівномірно розподілені між молекулами рідини (води).

Т

Тверде мило — натрієві солі вищих карбонових кислот.

Тверді піни — двофазні системи, у яких дисперсною фазою є гази, а дисперсійним середовищем — тверда речовина.

Тепловий ефект реакції — кількість тепла, що виділяється або поглинається під час хімічної реакції.

Термохімічне рівняння — хімічне рівняння, у якому зазначено тепловий ефект реакції.

Ф

Фізична хімія — галузь науки, що вивчає хімічні явища та процеси на основі загальних фізичних принципів й експериментальних методів; зосереджена на вивченні хімічних явищ.

Х

Хімічна кінетика — учення про швидкість хімічних реакцій і механізм їхнього перебігу.

Хімічна фізика — галузь науки, що досліджує хімічні процеси фізичними методами, зокрема молекулярної фізики та фізики твердого тіла.

Хімічний зв'язок — зв'язок, утворений на основі взаємодії між частинками речовини (атомами, молекулами, йонами), у результаті чого утворюються хімічно стійкі молекули чи кристали.

Хімія — наука про природу, що формує перші уявлення про наукову картину світу, роль речовин у розвитку природи, взаємозв'язки між неорганічними й органічними речовинами та їх роль у житті людини, допомагає зрозуміти єдність усіх процесів у природі.

Ц

Целюлоза — природний полімер, склад якого виражається формулою $(-C_6H_{10}O_5-)_n$.

Ш

Швидкість хімічної реакції — зміна концентрації реагенту або продукту реакції за одиницю часу в одиниці об'єму.

Я

Якісні реакції — реакції, за допомогою яких можна виявити катіони й аніони в складі речовини.

ПРЕДМЕТНИЙ ПОКАЖЧИК

- Аерозолі 20, 21, 25, 91, 172, 216, 245
Амінокислоти 204, 206–210, 213, 245
Амфотерні гідроксиди 4, 7, 10–13, 42, 73–75, 77, 89, 242, 245
Аніон 6–7, 16–17, 36, 58–63, 71, 74, 81, 86–89, 93–94, 98, 175, 220, 242, 244–245
Асоціація 62, 63
- Бензинова фракція 159, 245
Білки 30, 32, 126, 187, 204–213, 215–218, 220, 225, 228, 231, 238, 245
Біосфера 223–224, 229–231, 245
- Відновники 100, 102–107, 111, 113, 122–123, 135, 161, 233, 245
Водневий зв'язок 26, 29–31, 35, 37, 38, 58, 168–170, 173, 207, 210, 218, 245
Вуглеводи 126, 187, 193, 196–200, 203, 205, 209, 213, 215–217, 220, 228, 245
- Газифікація 160, 245
Геологічна хімія 228, 231, 245
Гідрати 9, 31, 35, 244–245
Гідроксильна група 10, 167–170, 173, 175, 178, 189–190, 194–197, 206, 246
Гліцерол 41, 54, 167, 170–174, 182, 184–185, 188, 190, 192, 246
Глюкоза 32, 54, 104, 193–201, 203, 210, 212–213, 217, 226, 235, 246
Гомологи 141, 144
Гудрон 159, 162, 246
- Диполь 26, 28, 30–31, 43, 56, 246
Дисперсійне середовище 19–21, 25, 91, 246
Дисперсна система 19–21, 23–26, 91, 246
Дисперсна фаза 19–21, 25, 91, 245–246
- Екзотермічні реакції 107–110, 120, 124, 127, 133, 141, 146, 173, 190, 222, 246
Електролітична дисоціація 30, 53–66, 68, 70, 93, 98, 117, 175, 235, 246
Ендотермічні реакції 107–110, 120, 124, 127, 222, 246
Етанова кислота 146, 166, 172, 174–179, 189, 191, 206, 208, 246
Етанол 167–169, 173
Етен, етин 144–147, 165
- Жири 126, 135–136, 142, 179, 181, 184–190, 192–193, 202, 205, 209, 212–213, 215, 220, 225, 228, 231, 238, 246
- Істинні розчини 19–26, 31–32, 37, 91, 247
- Кам'яне вугілля 131, 133, 156, 160–163, 165, 213, 247
Карбоксильна група 174–175, 178–180, 182, 189, 191, 206, 210, 245–247
Кислоти 4–13, 30, 32, 39, 41–42, 44–45, 52–56, 58–69, 71–90, 93–98, 104–105, 109–117, 125–126, 146–147, 154, 162–163, 172–193, 202, 205–206, 208–210, 219–222, 225–226, 228, 231, 233, 238, 242, 245, 249

Коксування 160–162, 247
Колоїдний розчин 19–23, 25–26, 31, 91, 208, 247
Кратний зв'язок 145, 147, 151, 222, 226, 247
Кристалізаційна вода 45–47, 51, 247
Кристалогідрати 27, 43, 45–52, 71, 118–119, 240, 247
Крохмаль 20, 198–201, 203, 212–213, 217, 247

Лігроїн 159, 162, 247

Мазут 159–162, 246
Мило 71, 173, 179, 180, 183, 247

Нафта 20, 24, 156–163, 165, 172, 183, 209, 213, 235, 245, 247
Неелектроліти 53–55, 57–58, 93, 247
Необоротні реакції 116–117, 119, 123, 222, 248

Оборотні реакції 116–120, 123, 222, 248
Окиснення 4, 7, 14, 95, 100–102, 104–106, 111, 114, 121–122, 132–133, 136, 143, 147, 161, 173–174, 195, 197, 202–203, 209, 219, 221, 223, 226, 233, 235, 248
Окисники 100, 102–107, 111, 113, 122–123, 134, 141, 143, 145, 248
Органічні речовини 3, 30, 32, 104, 125–136, 145, 167, 169, 190–191, 195, 197, 201, 204, 208, 210–213, 215–216, 219–222, 224–227, 232, 235, 237, 239, 245, 248
Основи 4, 6–7, 10–13, 39, 42, 54–55, 58–60, 63, 73–77, 80–81, 93, 97, 178, 210, 220–221, 226, 242, 245, 248

Піни 20–21, 25, 91, 248
Показник рН 64, 66–71, 90, 94, 248
Поліетилен 152–155

Розчини 9, 10–13, 19–26, 30–33, 34, 38, 41–42, 44–45, 47, 49, 51, 53–55, 57–64, 66–86, 88–91, 93–94, 97–98, 101, 116–117, 134, 153, 171, 176, 180, 194, 217, 233, 235–236, 246–249
Розчинність 31, 37–42, 77, 92, 242, 248

Сапоніни 182–183, 248
Сахароза 34–35, 193, 195–198, 201, 212–213, 217, 248
Суспензії 20–21, 23, 25–26, 91, 249

Хімічна фізика 228, 231, 249

Целюлоза 198–201, 203, 213, 217, 226, 249

Якісні реакції 13, 81–90, 94, 98, 146, 167, 171, 173, 190, 196–199, 203, 217, 244, 249

ІМЕННИЙ ПОКАЖЧИК

Аррeніуc, Свaнте А́вгуст (1856–1927) — шведський фізик, хімік та астрофізик — 35, 57.

Авога́дро, Амаде́о (1776–1856) — італійський учений, фізик, хімік — 148–149, 232–233, 239.

Ба́нтинг, Фре́дерік Грант (1891–1941) — канадський фізіолог і лікар — 211.

Бах, Олексій Микола́йович (1857–1946) — український хімік і біохімік — 234–235, 239.

Бе́кетов, Мико́ла Микола́йович (1827–1911) — український і російський фізико-хімік — 233, 239.

Бертло́, П'єр Е́жен Марселен (1827–1907) — французький хімік, громадський діяч, педагог — 184–185.

Берцéліус, Єнс Я́коб (1779–1848) — шведський хімік — 125, 232.

Бонда́р, А́лла Григо́рівна (1921–1981) — український радянський учений-хімік, державний діяч — 234, 239.

Браунштéйн, Олексáндр Овс́йович (1902–1986) — український і російський біохімік радянських часів — 235.

Бу́нге, Мико́ла Андрі́йович (1842–1915) — український хімік — 233–234, 239.

Ва́рбург, О́тто Ге́нріх (1883–1970) — німецький біохімік, доктор і фізіолог — 210.

Ве́лер, Фрі́дріх (1800–1882) — німецький хімік, за освітою лікар — 125.

Верна́дський, Володі́мир Іва́нович (1863–1945) — філософ українського походження, природознавець, мислитель, засновник геохімії, біогеохімії та радіогеології, космізму — 229–231, 234, 239.

Вінда́ус, Адольф О́тто Рейнго́льд (1876–1959) — німецький біохімік і хімік-органік — 210.

Гей-Люссáк, Жозе́ф-Луї́ (1778–1850) — французький хімік і фізик — 148–150.

Гла́убер, Йога́нн Рудольф (1604–1670) — німецький алхімік, аптекар і лікар — 47.

Го́джкін, Дороти́ Крoуфут (1910–1994) — британський біохімік — 211.

Го́луб, Андрі́й Матві́йович (1918–1977) — український хімік — 237.

Горбаче́вський, Іва́н (Ян) Я́кович (1854–1942) — український хімік, біохімік, гігієніст та епідеміолог, термінограф, громадсько-політичний, освітній діяч — 206, 209, 234, 239.

Гу́мбольдт, Александер фон (1769–1859) — німецький природознавець-енциклопедист, мандрівник і географ, основоположник загального землезнавства — 148, 149.

Дальто́н, Джон (1766–1844) — англійський хімік і фізик — 232, 239.

Де́ві, Ге́мфрі (1778–1829) — британський фізик і хімік — 53–54.

Ді́льс, О́тто Па́уль Ге́рман (1876–1954) — німецький хімік-органік — 210.

Енгельга́рдт, Володі́мир Олексáндрович (1894–1984) — російський радянський біохімік — 235.

Зеліньський, Микі́бла Дми́трович (1861–1953) — російський і радянський учений українського походження, хімік-органік — 235, 239.

Зюсс, Едуа́рд (1831–1914) — австрійський геолог — 229.

Каблуків, Іва́н Олексі́йович (1857–1942) — російський радянський фізико-хімік; запровадив уявлення про гідратацію йонів, започаткував фізичну й хімічну теорію розчинів — 57.

Кипрія́нов, Андрі́й Іва́нович (1896–1972) — український радянський хімік — 237.

Кюрі́ (Складовська-Кюрі́), Ма́рія (1867–1934) — французький фізик, хімік, педагог, громадська діячка польського походження — 233, 239.

Кюрі́, Пе́р (1859–1906) — французький фізик — 233.

Лавуазьє́, Антуа́н Лора́н де (1743–1794) — французький учений, один із засновників сучасної хімії — 148, 149, 205, 232, 239.

Ломоно́сов, Миха́йло Васи́льович (1711–1765) — російський учений-натураліст, геохімік — 232, 239.

Макле́од, Джон Джеймс Рі́чард (1876–1935) — шотландський лікар, фізіолог — 211.

Менделє́єв, Дми́тро Іва́нович (1834–1907) — великий російський хімік — 35–36, 126, 232–233, 235, 239, 241.

Опа́рін, Олекса́ндр Іва́нович (1894 –1980) — радянський біолог і біохімік — 234–235.

Пилипе́нко, Анато́лій Теренти́йович (1914–1993) — український хімік-аналітик — 235–236, 239.

Писарже́вський, Лев Володи́мирович (1874–1938) — український радянський учений у галузі фізичної хімії — 236, 239.

Полі́нг, Лай́нус Карл (1901–1994) — американський квантовий хімік і біохімік, також відомий своїми дослідженнями в кристалографії, молекулярній біології та медицині — 207.

Прегль, Фрі́ц (1869–1930) — австрійський хімік і лікар словенського походження — 206.

Реформа́тський, Серге́й Микола́йович (1860–1934) — російський і український радянський хімік-органік — 237.

Сенгер, Фре́дерік (1918–2013) — британський біохімік — 211.

Фараде́й, Майкл (1791–1867) — англійський фізик і хімік — 53–54.

Фішер, Емі́ль Ге́рман (1852–1919) — німецький хімік — 206.

Фуркруа́, Антуа́н Франсуа́ де (1755–1809) — французький хімік і політичний діяч — 206–207.

Шевре́ль, Міше́ль Ежен (1786–1889) — французький хімік — 184–185.

Яво́рський, Володи́мир Поли́карпович (1876–1942) — український хімік-органік — 237.

ЗМІСТ

Від автора.....	3
-----------------	---

Повторення найважливіших питань курсу хімії 8 класу

§ 1. Основні класи неорганічних сполук	4
§ 2. Властивості основних класів неорганічних сполук	8
§ 3. Хімічний зв'язок і будова речовини	14

Тема 1. Розчини

§ 4. Поняття про дисперсні системи. Колоїдні та істинні розчини ...	19
§ 5. Будова молекули води, поняття про водневий зв'язок	26
§ 6. Розчин та його компоненти. Розчинення як фізико-хімічний процес	31
§ 7. Розчинність речовин, її залежність від різних чинників. Насичені й ненасичені, концентровані й розведені розчини	37
§ 8. Теплові явища, що супроводжують розчинення речовин. Кристалогідрати	43
§ 9. Електролітична дисоціація. Електроліти й неелектроліти.	53
§ 10. Електролітична дисоціація кислот, основ, солей у водних розчинах	58
<i>Лабораторний дослід 1</i>	61
§ 11. Ступінь електролітичної дисоціації. Сильні й слабкі електроліти. Поняття про рН розчину	64
<i>Лабораторний дослід 1 (продовження)</i>	69
§ 12. Реакції обміну між розчинами електролітів, умови їх перебігу. Йонно-молекулярні рівняння хімічних реакцій	71
<i>Лабораторний дослід 2</i>	75
<i>Лабораторний дослід 3</i>	76
<i>Лабораторний дослід 4</i>	76
<i>Практична робота 1</i>	79
§ 13. Виявлення в розчині гідроксид-іонів і йонів Гідрогену. Якісні реакції та їх застосування	81
<i>Лабораторний дослід 5</i>	82
<i>Лабораторні дослід 6, 7</i>	83
<i>Лабораторний дослід 8</i>	84
<i>Лабораторний дослід 9</i>	85
<i>Лабораторний дослід 10</i>	86

<i>Практична робота 2</i>	89
Повторюємо й узагальнюємо тему 1 «Розчини»	91

Тема 2. Хімічні реакції

§ 14. Класифікація хімічних реакцій за кількістю та складом реагентів і продуктів реакцій	95
§ 15. Окисно-відновні реакції. Процеси окиснення, відновлення, окисники, відновники	100
§ 16. Екзотермічні й ендотермічні реакції. Термохімічне рівняння ...	107
§ 17. Швидкість хімічної реакції, залежність швидкості реакції від різних чинників	111
<i>Лабораторний дослід 11</i>	114
§ 18. Оборотної й необоротні реакції	116
Повторюємо й узагальнюємо тему 2 «Хімічні реакції»	121

Тема 3. Початкові поняття про органічні сполуки

Вуглеводні

§ 19. Особливості органічних сполук	125
§ 20. Метан як представник насичених вуглеводнів	129
§ 21. Гомологи метану, їхні молекулярні формули та назви. Фізичні властивості гомологів метану	137
<i>Лабораторний дослід 12</i>	140
§ 22. Етен (етилен) й етин (ацетилен) як представники ненасичених вуглеводнів	143
§ 23. Об'ємні відношення газів у хімічних реакціях	148
§ 24. Поняття про полімери на прикладі поліетилену	151
§ 25. Поширення вуглеводнів у природі. Природні джерела вуглеводнів	156
Узагальнення знань з підтеми «Вуглеводні»	164

Оксигеновмісні органічні речовини

§ 26. Поняття про спирти. Етанол і гліцерол	167
§ 27. Етанова (оцтова) кислота: фізичні та хімічні властивості, застосування	174
<i>Практична робота 3</i>	178
§ 28. Поняття про вищі карбонові кислоти	179
§ 29. Жири, їх біологічна роль	184
Узагальнення знань з підтеми «Оксигеновмісні органічні речовини»...	190

Вуглеводи

§ 30. Вуглеводи: глюкоза, сахароза	193
<i>Лабораторний дослід 13</i>	194
§ 31. Вуглеводи: крохмаль, целюлоза	198
<i>Лабораторний дослід 14</i>	199
<i>Лабораторний дослід 15</i>	199

Нітрогеновмісні органічні речовини

§ 32. Поняття про амінокислоти. Білки як біологічні полімери	204
<i>Практична робота 4</i>	211
§ 33. Природні й синтетичні органічні сполуки	212
Узагальнення знань з підтеми «Вуглеводи»	217
Узагальнення знань з підтеми «Нітрогеновмісні органічні речовини»	218

Тема 4. Узагальнення знань з хімії

§ 34. Будова речовин. Багатоманітність речовин і хімічних реакцій. Взаємозв'язки між речовинами та їхні взаємоперетворення	219
§ 35. Місце хімії серед наук про природу, її значення для розуміння наукової картини світу	227
§ 36. Хімічна наука й виробництво в Україні. Видатні вітчизняні вчені — творці хімічної науки	232
Відповіді до розрахункових задач	240
Додатки	241
<i>Додаток 1.</i> Відносні молекулярні маси неорганічних речовин	241
<i>Додаток 2.</i> Якісні реакції на катіони й аніони	242
<i>Додаток 3.</i> Термінологічний словник	243
<i>Додаток 4.</i> Предметний покажчик	249
<i>Додаток 5.</i> Іменний покажчик	251

Навчальне видання

Савчин Марія Михайлівна

ХІМІЯ

Підручник

для 9 класу загальноосвітніх навчальних закладів

Рекомендовано Міністерством освіти і науки України

Видано за рахунок державних коштів. Продаж заборонено

У підручнику з навчальною метою використано ілюстративні матеріали, що перебувають у вільному доступі в мережі Інтернет.

Редактор *С. Кашка*

Художнє оформлення, макет *Ю. Ясінської*

Художній редактор *О. Андрущенко*

Технічний редактор *Л. Ткаченко*

Комп'ютерна верстка *О. Руденко, Г. Нурко*

Коректори *Т. Мельничук, С. Бабич*

Підписано до друку 16.06.2017 р. Формат 60×90/16.

Папір офс. № 1. Гарнітура Петербург.

Друк офс. Ум. др. арк. 16,00. Обл.-вид. арк. 17,75.

Умовн. фарбовідб. 64,00.

Наклад 40 175 прим.

Зам. №

Видавництво «Грамота».

01033, м. Київ, вул. Паньківська, 25, оф. 13.

Тел./факс: (044) 253-98-04. Електронна адреса: gramotanew@bigmir.net

www.gramota.kiev.ua

Свідоцтво про внесення до Державного реєстру України суб'єктів видавничої справи ДК № 341 від 21.02.2001 р.

Віддруковано з готових діапозитивів видавництва «Грамота» у ТОВ «Лагота»

04050, м. Київ, вул. Мельникова, 49, оф. 36.

Свідоцтво ДК № 4993 від 13.10.2015 р.