

Ольга Березан

ХІМІЯ

Підручник для 9 класу загальноосвітніх навчальних закладів

Рекомендовано Міністерством освіти і науки України



Тернопіль
Видавництво «Підручники і посібники»
2017

УДК 371.26
Б 48

Рекомендовано Міністерством освіти і науки України
(Наказ МОН України від 20.03.2017 № 417)

Видано за рахунок державних коштів.
Продаж заборонено

Експерти, які здійснили експертизу даного 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»:

- Ю. Б. Халавка** — доцент кафедри неорганічної хімії твердого тіла та нанодисперсних матеріалів Чернівецького національного університету імені Юрія Федьковича, заступник директора Інституту біології, хімії та біоресурсів, член Малої Академії Наук, кандидат хімічних наук
- О. І. Замулко** — завідувач лабораторії розвитку освіти та педагогічних інновацій КНЗ «Черкаський обласний інститут післядипломної освіти педагогічних працівників Черкаської обласної ради», методист
- А. В. Слькін** — учитель Запорізького НВК № 19 Запорізької міської ради Запорізької області, учитель-методист

Березан О.

Б 48 Хімія : підручник для 9 кл. загальноосвітніх навчальних закладів з українською мовою навчання. / О. Березан. — Тернопіль : Підручники і посібники, 2017. — 240 с., іл.

ISBN 978-966-07-3119-6

УДК 371.26

ISBN 978-966-07-3119-6

2

© Видавництво «Підручники і посібники, оригінал-макет, 2017

© Березан О., 2017

Юні друзі!

Ви вивчали хімію в попередніх класах і вже знаєте чимало з цього предмета. Але це лише мізерна частка сучасних хімічних знань. Наука про перетворення речовин настільки різноманітна, що потрібні роки наполегливої праці для оволодіння її основами. Ліки, барвники, мийні засоби, складові харчових продуктів, предмети побуту — ось далеко не повний перелік речовин, якими ми користуємося щодня. Їх виготовлення базується на хімічних процесах. Окрім цього, хімія допомагає пояснити явища природи, розкрити причини захворювань, зрозуміти суть виробничих процесів, правильно застосовувати речовини в побуті. Тому хімія — надзвичайно цікава наука.

Щоб вивчення хімії було успішним, матеріал підручника варто опрацьовувати послідовно, нічого не пропускаючи, адже кожний наступний параграф ґрунтується на попередньому. Працюючи з книжкою, обов'язково розмірковуюйте, намагайтеся встановлювати причинно-наслідкові зв'язки.

Можливо, спершу ви не все зрозумієте. Тоді слід докласти зусиль і попрацювати ще. Розгляньте рисунки, таблиці, схеми. Зазвичай це допомагає розібратись у матеріалі, а зорова пам'ять сприятиме кращому його засвоєнню.

Хімія — наука переважно експериментальна. Підручник містить детальні вказівки щодо виконання дослідів і практичних робіт. Користуючись ними, ви зможете, якщо бажаєте, повторити деякі досліди в домашніх умовах.

Щоб перевірити свій рівень засвоєння навчального матеріалу, дайте відповіді на всі запитання та виконайте вправи, подані наприкінці кожного параграфа.

Якщо ви хочете мати ґрунтовніші знання, ознайомтесь із додатковим теоретичним матеріалом, цікавими повідомленнями, запропонованими в підручнику. Ускладнені задачі позначено зірочкою *. Для розширення кругозору читайте й інші книги з хімії.

Успіхів вам у вивченні хімії!

ПОВТОРЕННЯ



Під час повторення людина не лише згадує щось призабуте, а й часто по-новому переосмислює його. Як наслідок — набуваються ґрунтовні знання. Недарма народне прислів'я стверджує, що «повторення — мати будь-якого навчання». Тому, перш ніж братись за вивчення нового матеріалу, пригадаймо головне з курсу хімії 8 класу.

§ 1. Повторення найважливіших питань курсу хімії 8 класу

Ознайомившись із матеріалом параграфу, ви:

- повторите класифікацію неорганічних речовин;
- пригадаєте хімічний склад речовин і правила складання їх назв;
- узагальните знання про хімічні властивості кислотних, основних та амфотерних оксидів, кислот, основ і солей.

Склад і властивості основних класів неорганічних сполук

На сьогодні відомо понад 100 тисяч неорганічних речовин, які відповідно до їх складу поділяють на прості та складні.

Прості речовини — це речовини, які складаються з атомів одного хімічного елемента.

Наприклад: водень — H_2 , кисень — O_2 , золото — Au, уран — U.

Прості речовини поділяють на метали і неметали, серед яких виділяють особливу групу інертних газів: He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn.

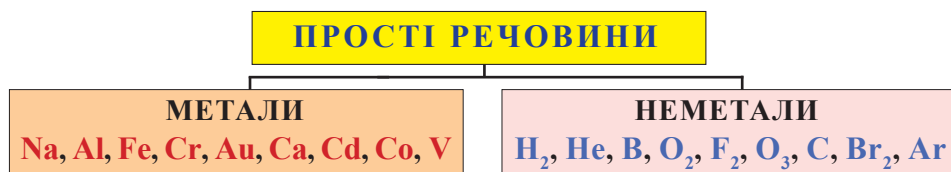


Схема 1.1. Класифікація простих речовин

Складні речовини — це сполуки, які складаються з атомів кількох хімічних елементів. Частина складних речовин утворена йонами.

Найважливішими класами складних неорганічних речовин є оксиди, кислоти, основи, солі та амфотерні гідроксиди.



Схема 1.2. Класифікація складних речовин

Оксиди — це бінарні сполуки будь-якого елемента з Оксигеном, що виявляє ступінь окиснення -2 .

Оксиди поділяють на солетворні й несолетворні. Солетворні, у свою чергу, поділяють на основні, кислотні й амфотерні. Загальна формула оксидів — $E_m O_n$.

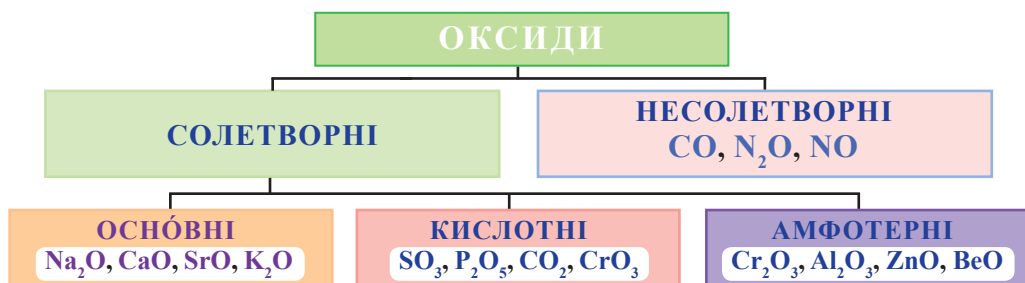


Схема 1.3. Класифікація оксидів

Кислоти — це сполуки, молекули яких містять один або кілька атомів Гідрогену, здатних під час хімічних реакцій заміщуватися на йони металічних елементів.

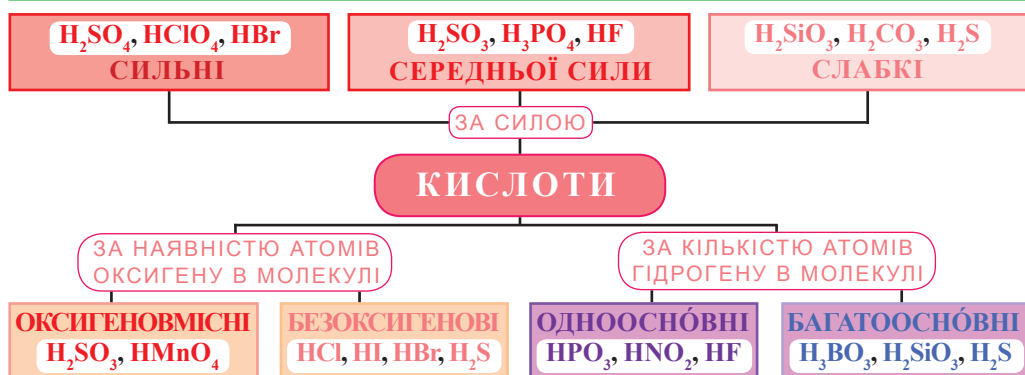


Схема 1.4. Класифікація кислот

Основи — це сполуки, що складаються з катіона металічного елемента й одного або кількох гідроксид-іонів OH^- .

Загальна формула основ — $E(OH)_n$.

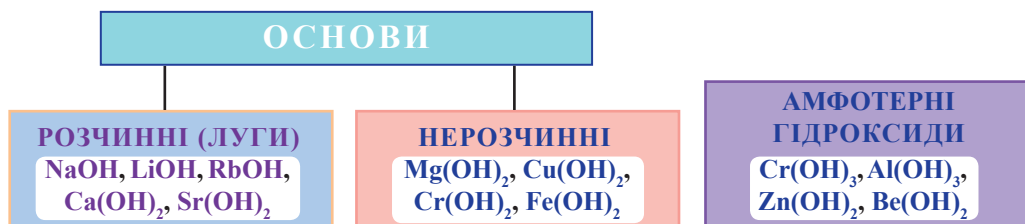


Схема 1.5. Класифікація основ

Сіль — сполука, до складу якої входять катіони металічного елемента й аніони кислотних залишків.

Пригадаймо, як слід читати формули солей:

$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ — алюміній сульфат;

$\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ — цинк нітрат;

K_2CO_3 — калій карбонат;

FeCl_3 — ферум(III) хлорид;

CuSO_3 — купрум(II) сульфат;

CuS — купрум(II) сульфід.

Амфотерними називають гідроксиди, здатні виявляти і основні, і кислотні властивості.

Хімічні властивості оксидів

Розгляньте таблицю та зробіть висновок щодо спільних і відмінних властивостей кислотних, основних та амфотерних оксидів.

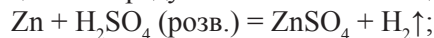
Таблиця 1.1. Хімічні властивості оксидів

Основні оксиди	Реагують з водою лише оксиди лужних і лужноземельних елементів: $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{KOH}$.
	Реагують з кислотними оксидами: $\text{K}_2\text{O} + \text{SO}_3 = \text{K}_2\text{SO}_4$.
	Реагують з кислотами: $\text{K}_2\text{O} + 2\text{HCl} = 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$.
	Реагують з амфотерними оксидами: $\text{K}_2\text{O} + \text{ZnO} \stackrel{t^\circ}{=} \text{K}_2\text{ZnO}_2$.
	Реагують з амфотерними гідроксидами: $\text{K}_2\text{O} + \text{Zn}(\text{OH})_2 \stackrel{t^\circ}{=} \text{K}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
Кислотні оксиди	Реагують з водою (крім SiO_2): $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$.
	Реагують з основними оксидами: $\text{Na}_2\text{O} + \text{SO}_3 = \text{Na}_2\text{SO}_4$.
	Реагують з лугами: $2\text{KOH} + \text{SO}_3 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.
	Реагують з амфотерними оксидами: $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{SO}_3 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.
Амфотерні оксиди	Реагують з кислотами: $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$.
	Реагують з кислотними оксидами: $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{N}_2\text{O}_5 = 2\text{Al}(\text{NO}_3)_3$.
	Реагують з основними оксидами: $\text{CaO} + \text{Al}_2\text{O}_3 \stackrel{t^\circ}{=} \text{Ca}(\text{AlO}_2)_2$.
	Реагують з лугами: $2\text{KOH} + \text{Al}_2\text{O}_3 \stackrel{t^\circ}{=} 2\text{KAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

Хімічні властивості кислот

Кислоти взаємодіють:

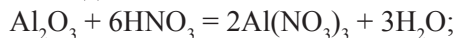
- з металами, розміщеними в ряду активності лівіше від водню (див. форзац):



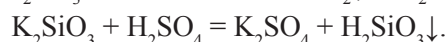
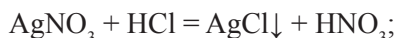
- з основними оксидами: $\text{BaO} + 2\text{HCl} = \text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$;

- з основами: $2\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$;

- з амфотерними оксидами:



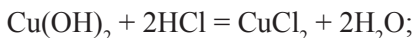
- із солями:



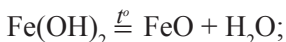
Хімічні властивості основ

Нерозчинні у воді основи

- *взаємодіють* з кислотами:

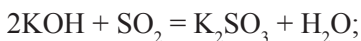


- під час нагрівання *розкладаються*:

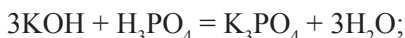


Розчинні у воді основи (луги) *взаємодіють*:

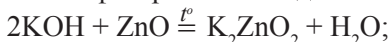
- з кислотними оксидами:



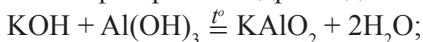
- з кислотами:



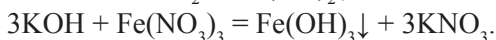
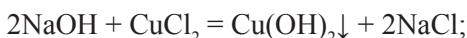
- з амфотерними оксидами:



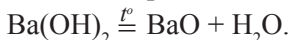
- з амфотерними гідроксидами:



- із солями:



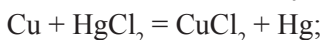
Під час нагрівання деякі луги *розкладаються*:



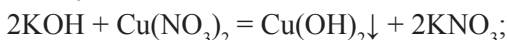
Хімічні властивості солей

Солі *взаємодіють*:

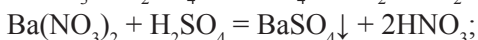
- з металами, розміщеними *в ряду активності* лівіше від металічного елемента, що входить до складу солі:



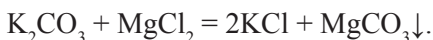
- з лугами:



- з кислотами:



- з іншими солями:



Пригадайте умови перебігу реакцій: сіль + метал; сіль + луг; сіль + сіль.

Хімічні властивості амфотерних гідроксидів

Амфотерні гідроксиди *взаємодіють*:

- з кислотами: $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HNO}_3 = \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{H}_2\text{O};$

- з лугами: $2\text{KOH} + \text{Zn}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{K}_2\text{ZnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}.$

Під час нагрівання розкладаються: $2\text{Al}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}.$



Підсумки

1. Прості речовини — це речовини, які складаються з атомів одного елемента.
2. Серед простих речовин виділяють метали і неметали.
3. Складні речовини складаються з атомів кількох елементів; частина складних речовин утворена йонами.
4. Оксиди — це бінарні сполуки будь-якого елемента з Оксигеном, що виявляє ступінь окиснення –2.
5. Оксиди поділяють на несолетворні та солетворні, серед яких виділяють основні, кислотні та амфотерні оксиди.
6. Кислоти — це сполуки, молекули яких містять один або кілька атомів Гідрогену, здатних під час хімічних реакцій заміщуватися на йони металічних елементів.
7. Основи — це сполуки, які складаються з катіона металічного елемента й одного або кількох гідроксид-іонів OH^- .
8. Сіль — це сполука, до складу якої входять катіони металічного елемента й аніони кислотних залишків.
9. Основні оксиди реагують з водою (лише оксиди, утворені лужними і лужноземельними металічними елементами), кислотними оксидами, кислотами, амфотерними оксидами й амфотерними гідроксидами.
10. Кислоти взаємодіють з основами, основними та амфотерними оксидами, деякими солями, металами, розміщеними лівіше від водню в ряду активності металів.
11. Луги взаємодіють з кислотними оксидами, кислотами, амфотерними оксидами й амфотерними гідроксидами, із солями (за певних умов).
12. Солі за певних умов взаємодіють з металами, кислотами, лугами та іншими солями.



Контрольні запитання

1. Наведіть приклади двоосновних оксигеновмісних кислот.
2. Наведіть приклади реакцій нейтралізації за участі:
 - а) одноосновної кислоти;
 - б) амфотерного гідроксиду.
3. Як кислоти взаємодіють з металами? Наведіть приклади.
4. Як солі взаємодіють з металами? Наведіть приклади.
5. Наведіть приклади основних оксидів.
6. За яких умов сіль може реагувати з лугом? Наведіть приклади.
7. Наведіть приклади металів, які не взаємодіють із хлоридною кислотою.
8. Наведіть приклади безоксигенових одноосновних кислот.



Вправи та задачі

1. До яких класів неорганічних сполук належать речовини, яким відповідають такі формули: MnS , MnO_2 , B_2O_3 , KCl , K_3PO_4 , P_2O_5 , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, H_2CrO_4 , Al_2S_3 , CsOH , KMnO_4 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, Cl_2O , Cu_2O ?

2. Назвіть речовини, формули яких: P_2O_3 , N_2O_5 , Cl_2O_7 , CrO_3 , CrO , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, CuOH , $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$, BaSO_4 , BaSO_3 , BaS , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, AlCl_3 .

3. Які з наведених речовин — BaO , HNO_3 , H_2O , SO_3 , H_2S , CO_2 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$ — взаємодіють з калій гідроксидом? Напишіть рівняння реакцій.

4. Напишіть формули сполук: ферум(III) сульфат, купрум(II) хлорид, магній сульфат, цинк карбонат, ферум(III) сульфід, барій ортофосфат, натрій ортофосфат.

5. З якими металами — магній, цинк, залізо, срібло, ртуть, алюміній — реагує розведена сульфатна кислота? Напишіть рівняння реакцій.

6. З якими речовинами — SO_3 , KNO_3 , MgCO_3 , K_2SO_4 , ZnS , NaOH , Fe_2O_3 — реагуватиме хлоридна кислота? Напишіть рівняння реакцій.

7. Напишіть рівняння реакцій згідно з наведеними схемами:

а) $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgO}$;

б) фосфор \rightarrow фосфор(V) оксид \rightarrow ортофосфатна кислота \rightarrow натрій ортофосфат \rightarrow магній ортофосфат.

8. Напишіть рівняння реакцій згідно з наведеними схемами:

а) натрій гідроксид \rightarrow купрум(II) гідроксид;

б) калій гідроксид \rightarrow ферум(II) гідроксид;

в) магній сульфат \rightarrow магній гідроксид;

г) барій гідроксид \rightarrow ферум(III) гідроксид.

9. Напишіть рівняння реакцій і визначте невідомі речовини X, Y та Z у кожній з наведених схем:

а) $\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3$;

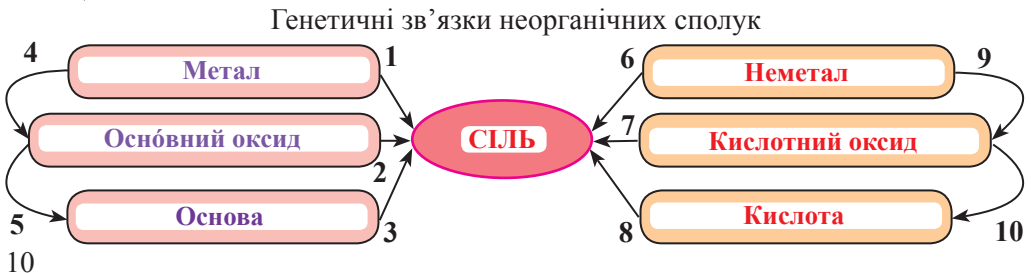
б) $\text{CuO} \rightarrow \text{Y} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$;

в) $\text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Z} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3$.

10. Запропонуйте 3–4 способи добування:

а) ферум(III) сульфату; б) магній хлориду.

11. Розгляньте схему «Генетичні зв'язки неорганічних сполук». Наведіть приклади рівнянь, використавши метал кальцій Ca і неметал фосфор P, які б ілюстрували ці зв'язки.



§ 2. Хімічний зв'язок і будова речовини

Ознайомившись із матеріалом параграфа, ви:

- повторите, що таке хімічний зв'язок, які є види хімічних зв'язків;
- узагальните знання про те, як утворюється ковалентний, йонний зв'язок, які сполуки належать до йонних;
- пригадаєте основні типи кристалічних ґраток.

У природі інертні гази не утворюють сполук, оскільки їхні атоми мають на зовнішній оболонці 8 електронів. Така завершена зовнішня 8-електронна¹ оболонка (октет) для атома є енергетично найбільш вигідною і стійкою. Усі інші атоми звичай вступують один з одним у взаємодію — утворюють хімічні зв'язки.

Хімічний зв'язок — це взаємодія між атомами, завдяки якій вони утримуються разом у молекулі (або кристалі).

Залежно від своєї природи (електронегативності) атоми або приєднують (чи віддають) електрони, або усупільнюють їх. Пригадаймо зміст поняття «електронегативність».

Електронегативність — це властивість атома елемента під час утворення хімічного зв'язку відтягувати на себе електронну пару.

В елементів одного періоду вона зростає зліва направо. Найбільш електро-негативним у кожному періоді є елемент із групи галогенів. В елементів головних підгруп електронегативність згори донизу зменшується. Отже, Флуор є найбільш електро-негативним елементом, а Францій — найменш електро-негативним.

Електронегативність деяких елементів (за Полінгом)

Na	Ba	Li	K	Ca	Mg	Al	Si	Ag	Cu	As	H	P	S	I	C	Br	N	Cl	O	F
0,9	0,9	1,0	0,8	1,0	1,2	1,5	1,6	1,9	1,9	2,0	2,1	2,1	2,5	2,5	2,5	2,8	3,0	3,0	3,5	4,0

Ковалентний зв'язок

Ковалентний зв'язок — це зв'язок між атомами, зумовлений наявністю спільних пар електронів.

Утворення спільних ковалентних пар розглядають як перекриття електронних орбіталей, у яких є неспарені електрони з протилежними спінами. Зв'язок, здійснений за допомогою однієї електронної пари, називають одинарним (простим). Якщо зв'язок утворюється за допомогою двох чи трьох електронних пар, то його називають кратним, відповідно подвійним або потрійним.

Якщо зв'язок утворено атомами з однаковою електронегативністю, то спільна електронна пара (ділянка перекривання електронних орбіталей) перебуває на однаковій відстані від ядер атомів. Такий ковалентний зв'язок називають неполярним. Неполярними є зв'язки в молекулах простих речовин O_2 , N_2 , F_2 , I_2 , Cl_2 , H_2 .

¹ Для елементів першого періоду — Гідрогену і Гелію — 2-електронна.

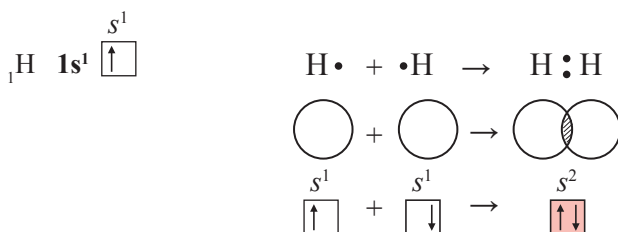


Рис. 2.1. Утворення молекули водню H_2

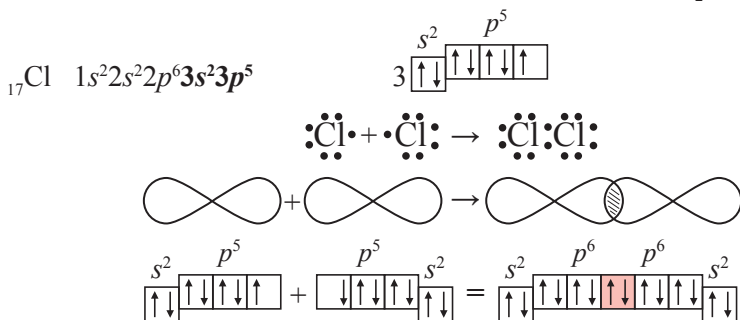


Рис. 2.2. Утворення молекули хлору Cl_2

Полярний ковалентний зв'язок утворюють атоми з різною електронегативністю, коли різниця їх електронегативностей менша від 2,1 (за Полінгом). Область перекривання електронних орбіталей зміщується в бік атома з більшою електронегативністю: H_2O , H_2O_2 , HCl , NH_3 , H_2S , PCl_3 , OF_2 .

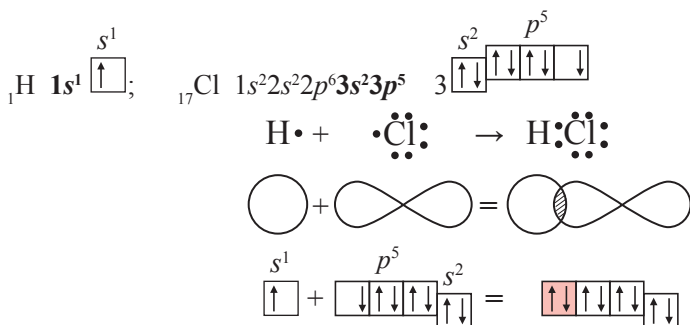


Рис. 2.3. Утворення молекули гідроген хлориду HCl

Оскільки Хлор більш електронегативний, спільна електронна пара в молекулі гідроген хлориду зміщується в його бік. В атома Хлору виникає частковий негативний заряд δ^- (дельта мінус), а в атома Гідрогену — частковий позитивний заряд δ^+ (дельта плюс). Це також можна зобразити схематично: $\text{H} \rightarrow \text{Cl}$ або $\overset{\delta+}{\text{H}} - \overset{\delta-}{\text{Cl}}$.

Полярна молекула є електричним диполем.

Диполь — це електронейтральна частинка, у якій центри негативного й позитивного зарядів не збігаються у просторі.

Диполь зображують еліпсом, у якому вказують знаки «+» і «-»: 

Ковалентний зв'язок притаманний сполукам, до складу яких входять неметалічні елементи. Різниця електронегативностей елементів у ковалентних сполуках є меншою за 2,1. Що більша різниця електронегативностей елементів, то полярніші зв'язки між атомами. Порівняймо полярність зв'язків N–H у молекулі амоніаку NH₃ та C–H у молекулі метану CH₄.

Різниця електронегативностей у зв'язку N–H становить: 3,0 – 2,1 = 0,9.

Різниця електронегативностей у зв'язку C–H становить: 2,5 – 2,1 = 0,4.

Отже, зв'язки N–H в молекулі амоніаку є більш полярними, ніж зв'язки C–H у молекулі метану.

Йонний зв'язок

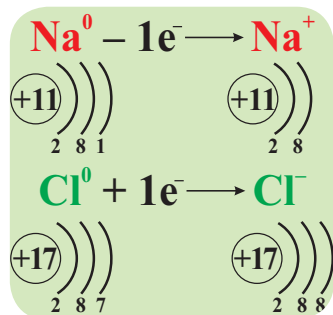
Йонний зв'язок — це хімічний зв'язок, зумовлений електростатичним притяганням протилежно заряджених йонів.

Під час утворення йонного зв'язку:

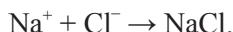
1) атоми металічних елементів втрачають валентні електрони і перетворюються на позитивно заряджені йони (катіони);

2) атоми неметалічних елементів приєднують електрони й утворюють негативно заряджені йони (аніони).

Наприклад, між Натрієм і Хлором наявний йонний зв'язок (різниця електронегативностей дорівнює 2,1). Атом Натрію втрачає один електрон і перетворюється на позитивно заряджений йон Na⁺, натомість атом Хлору приєднує цей електрон і перетворюється на негативно заряджений йон Cl⁻. Записують це так:



Тут «e⁻» означає електрон та його від'ємний заряд. Йони Na⁺ і Cl⁻ притягуються один до одного як різнойменно заряджені частинки:



Йонні сполуки — це кристалічні речовини, утворені типовими металічними і неметалічними елементами, коли різниця їх електронегативностей більша або дорівнює 2,1 (за Полінгом). До йонних сполук належить низка оксидів, утворених металічними елементами, а також луги, сполуки лужних елементів з галогенами чи Сульфуром. Наприклад: CsF, KCl, NaF, K₂O, CaO, CaCl₂.

Різниця електронегативностей Натрію та Оксигену становить: 3,5 – 0,9 = 2,6. Отже, сполука Na₂O належить до йонних.

Формула йонної сполуки вказує на відношення в ній кількості катіонів до кількості аніонів. Наприклад, формула йонної сполуки CaCl_2 показує:



Кристалічні ґратки

Кристалічний стан характеризується високим ступенем впорядкованості в розміщенні структурних частинок (атомів, молекул, йонів), які утворюють кристалічні ґратки. Є кілька типів кристалічних ґраток.

У вузлах кристала з молекулярними ґратками розміщуються молекули (полярні або неполярні). У вузлах кристала з атомними ґратками розміщуються атоми, а з йонними — позитивно і негативно заряджені йони.

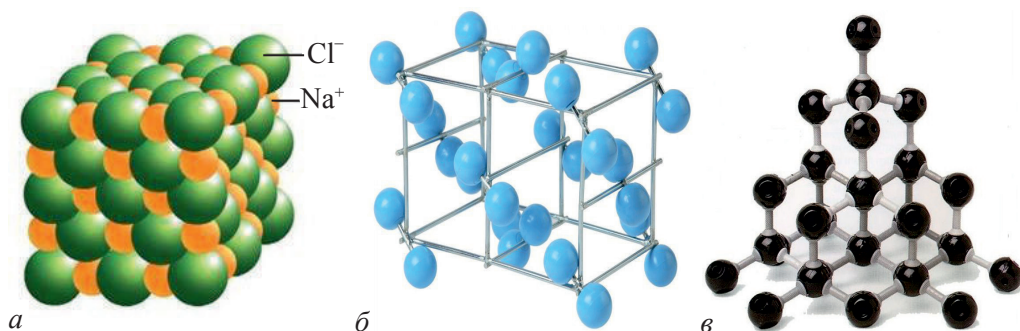


Рис. 2.4. Кристалічні ґратки:

а) кухонної солі (йонні); б) йоду (молекулярні); в) алмазу (атомні)

Речовини з йонними ґратками нелеткі, тугоплавкі, тверді, крихкі, їх розчини проводять струм. Речовини з атомними ґратками мають високу твердість і високі температури плавлення, переважно хімічно інертні; частина з них є напівпровідниками. Речовини з молекулярними ґратками мають незначну твердість, низькі температури плавлення та кипіння, є леткими. Отож простежується певний зв'язок між типом кристалічних ґраток і фізичними властивостями речовини.



Для тих, хто хоче знати хімію глибше

Йонний зв'язок характерний також для солей оксигеновмісних кислот і лугів. Такі сполуки, як солі та луги, складаються з йонів. У складі солі оксигеновмісної сполуки є позитивно заряджені йони металічного елемента (один чи кілька) і негативно заряджені йони кислотного залишку (SO_3^{2-} ; SO_4^{2-} тощо). Між атомами кислотоутворюючого елемента й Оксигену наявний ковалентний полярний зв'язок. Катіони металічного елемента й аніони кислотного залишку поєднані йонним зв'язком (K_2SO_4).

Аналогічно — в основах: у складі гідроксид-аніона OH^- між атомами Оксигену й Гідрогену утворюється ковалентний полярний зв'язок. Зв'язок між катіоном металічного елемента й гідроксид-аніоном — йонний (NaOH).



Підсумки

1. Хімічний зв'язок — це взаємодія між частинками (атомами, молекулами, йонами), завдяки якій вони утримуються разом.
2. Електронегативність — це властивість атома елемента зміщувати до себе електронну пару, спільну з атомом іншого елемента.
3. Ковалентний зв'язок — це зв'язок між атомами, зумовлений наявністю спільних електронних пар.
4. неполярний ковалентний зв'язок — це зв'язок між атомами з однаковою електронегативністю.
5. Полярний ковалентний зв'язок утворюють атоми з різною електронегативністю.
6. Йонний зв'язок — це хімічний зв'язок між протилежно зарядженими йонами в речовині.
7. Сполуки, що складаються з йонів, називають йонними сполуками.
8. Властивості речовин (твердість, температура плавлення, електропровідність, розчинність у воді, леткість тощо) залежать від типу їх кристалічних ґраток.



Контрольні запитання

1. Які види хімічних зв'язків ви знаєте?
2. Що відбувається з електронними орбіталями під час утворення спільної електронної пари?
3. У якому разі ковалентний зв'язок називають одинарним?
4. Що характеризує електронегативність елемента?
5. Який зв'язок називають: а) полярним ковалентним; б) неполярним?
6. Чи є молекула води диполем?
7. Які частинки можуть міститись у вузлах кристалічних ґраток? Які типи кристалічних ґраток ви знаєте?
8. Наведіть приклади йонних сполук.
9. Поясніть, чому йонний зв'язок утворюється між атомами типових металічних і неметалічних елементів.
10. Порівняйте фізичні властивості речовин, які мають молекулярні й атомні кристалічні ґратки.



Вправи та задачі

1. Який знак заряду мають йони металічних елементів? Як їх називають?
2. Наведіть приклади речовин, які у твердому стані мають:
а) молекулярні; б) йонні; в) атомні кристалічні ґратки.
3. Які з речовин — KH , PCl_5 , CaF_2 , KF , H_2S , SO_2 — є йонними сполуками? Чому?
4. Чому для речовин з йонним видом зв'язку поняття молекула не має змісту?

5. Формульна одиниця калій сульфату — K_2SO_4 . Які види зв'язків є в цій речовині?

6. Складіть формули сполук, утворених такими йонами:

а) Fe^{3+} і SO_4^{2-} ; б) K^+ і O^{2-} ; в) Li^+ і SO_3^{2-} ; г) Mg^{2+} і Br^- ;

7. Наведіть формули кількох:

а) основних оксидів; б) основ; в) солей; г) кислотних оксидів.

Запишіть формули йонів, з яких вони складаються, якщо це йонна сполука.

8. Укажіть вид хімічного зв'язку в речовинах, формули яких: CH_4 ; H_2S , OF_2 , Cl_2O , CaO , NaF .

9. Як змінюється електронегативність елементів у періодах і групах періодичної системи? Розмістіть елементи Al, Cl, Si, S у послідовності зростання електронегативності.

10. Обчисліть масу натрій сульфату кількістю речовини 2 моль.

11. Обчисліть об'єм газу, що виділився під час взаємодії 1,2 моль цинку з хлоридною кислотою.

12. Обчисліть кількість атомів Оксигену, що міститься у 5,6 л (н. у.) сульфур(IV) оксиду.

13. Обчисліть маси калій гідроксиду й ортофосфатної кислоти необхідні для добування 53 г калій ортофосфату.

14. Обчисліть об'єм кисню (н. у.) масою 160 г.

15. Обчисліть кількість речовини купрум(II) гідроксиду, у якій міститься 1,4 моль Гідрогену.

16*. Визначте масу Сульфуру в суміші, що містить 1,4 моль натрій сульфіді та 0,6 моль алюміній сульфіді.

17. Який об'єм (н. у.) водню виділиться під час взаємодії 0,4 моль алюмінію з сульфатною кислотою, взятою у достатній кількості?



ТЕМА 1

РОЗЧИНИ

Серед алхіміків панувала думка: речовини не реагують, якщо вони не розчинені. Тому шукачі філософського каменя намагались знайти універсальний розчинник (алкагест). Хоча це їм не вдалось, але вони змогли правильно оцінити значення розчинів. Підраховано, що сучасні хіміки більш ніж 99 % перетворень речовин проводять у розчинах, і не лише у водних, а й у спиртових, ртутних та інших.

*2 Березан. Хімія. Підручник для 9 класу

§ 3. Поняття про дисперсні системи. Колоїдні та істинні розчини

Ознайомившись із матеріалом параграфу, ви:

- засвоїте поняття «дисперсна система», «дисперсійне середовище», «дисперсна фаза», вивчите класифікацію дисперсних систем;
- дізнаєтесь, що таке розчини, колоїдні системи, емульсії, суспензії.

Природні речовини, тобто ті, з яких складаються природні фізичні тіла, практично ніколи не бувають чистими. Вони завжди мають якісь домішки, утворюючи так звані суміші.

Суміш — це сукупність різних речовин, з яких може складатись фізичне тіло.

Кожну речовину, що міститься в суміші, називають компонентом. Суміш може містити два і більше компонентів. Різні компоненти суміші зазвичай не змішуються і в хімічні реакції між собою не вступають.

Суміш, одна з речовин якої дрібними частинками рівномірно розподілена в об'ємі інших речовин, називають дисперсною системою.

Компонентами дисперсної системи (від лат. *dispersio* — розсіювання) є дисперсна фаза (подрібнена речовина), яка розподілена в дисперсійному середовищі. Між ними є поверхня розділу.

Системи розрізняють за агрегатним станом дисперсної фази та дисперсійного середовища. У таблиці 3.1 наведено приклади найпоширеніших (зазвичай двокомпонентних) дисперсних систем:

Таблиця 3.1. Найпоширеніші дисперсні системи

Дисперсійне середовище	Дисперсна фаза	Назва і приклади
Газ	рідина	аерозоль: хмари, туман
	тверда речовина	аерозоль: дим, пилова буря, пил у повітрі
Рідина	газ	піна (газова емульсія): морська, мильна
	рідина	емульсія: молоко, нафта, майонез, лімфа
	тверда речовина	суспензія: кров, пиво, глина у воді
Тверда речовина	газ	пористе тіло (тверда піна): пемза, активоване вугілля
	рідина	зубна паста, лікувальні грязі
	тверда речовина	тверда гетерогенна система: сплави, гірські породи, бетон, шоколад

Залежно від лінійних розмірів частинок дисперсної фази (за ступенем дисперсності) дисперсні системи поділяють на три групи:

- 1) грубодисперсні, у яких частинки мають розмір понад 100 нм;
- 2) тонкодисперсні (колоїдні), у яких частинки мають розмір від 1 нм до 100 нм;
- 3) істинні розчини, у яких величина частинок не перевищує 1 нм ($1 \text{ нм} = 10^{-9} \text{ м}$).

Суспензія (зівись) — це дисперсна система, у якій дисперсною фазою є тверда речовина, а дисперсійним середовищем — рідина.

Емульсія — це дисперсна система, що складається із двох майже взаємно нерозчинних рідин.

Під час тривалого відстоювання суспензії та емульсії зазвичай розшаровуються на складові частини — компоненти.

У природі переважно трапляються системи, які містять понад два компоненти.

Колоїдні системи

Тонкодисперсні системи називають колоїдними системами, колоїдними розчинами, або зольми. Термін *колоїдний* у перекладі з грецької означає «подібний до клею».

Якщо в золі дисперсійним середовищем є вода, його називають гідрозолем. Фруктові желе та гелі для вкладання волосся — це типові приклади таких систем. Гідрозолі мають важливе біологічне значення: їх прикладами є вміст будь-якої живої клітини, біологічні рідини (кров, молоко, слина, міжклітинна рідина тощо). Недарма хімік І. І. Жуков (1880–1949) стверджував, що людина — це ходячий колоїд.

Дисперговані частинки (а їх розміри в колоїдних розчинах, нагадаємо, коливаються в межах 1–100 нм) можна побачити лише за допомогою електронного мікроскопа. За високих концентрацій у рідких колоїдах частинки починають дотикатися й утворювати сітчасті структури. Так одержують студні, або гелі (від лат. *gelo* — застигаю). Таку структуру має цитоплазма клітин.

Прикладом рідких колоїдних систем також можуть бути водні розчини білків (желатину, білка яйця), колоїдні розчини золота, срібла, аргентум(I) хлориду тощо.

Істинні розчини

Якщо розміри частинок дисперсної фази не перевищують розмірів молекул чи йонів — менше за 1 нм, — такі системи називають істинними розчинами. У розчинах між компонентами немає поверхні розділу.

Розчин — гомогенна (однорідна) система, утворена частинками розчиненої речовини, розчинником і продуктами їх взаємодії.

Розчин містить два або (зазвичай) більше компонентів.

Залежно від агрегатного стану розчини бувають газоподібні, рідкі й тверді:

- газоподібні розчини (атмосфера Землі, інших планет, промислові гази);

- рідкі розчини (води Світового океану, розчин йоду в спирті тощо);
- тверді розчини (природні мінерали, сплави металів).

Найчастіше в хімії ми маємо справу з рідкими розчинами, які можуть бути водними і неводними. Вони складаються з розчинника (рідина) і розчинених речовин — газоподібних, рідких, твердих.

Найбільш важливими розчинами є водні, коли розчинником виступає вода — найпоширеніша рідка сполука на Землі, яка має низку надзвичайних властивостей (про них йтиметься в наступних параграфах).

Неводні розчини — це розчини, у яких розчинником є інша рідина: спирт, бензин, ацетон тощо.

Розчини мають величезне значення в природі, промисловості, медицині. Усі природні води є розчинами. Розчинами є також найважливіші фізіологічні рідини — кров, плазма, лімфа, спинномозкова рідина, соки рослин. Рослини засвоюють речовини у вигляді розчинів. Засвоєння їжі тваринами й людиною також пов'язане з переведенням поживних речовин у розчини. Більшість хімічних реакцій у живій і неживій природі відбувається у розчинах.

Домашній експеримент

Спробуймо приготувати страви, основою яких є колоїдні розчини (желе, кисіль).

Пропонуємо, наприклад, приготувати смачний молочний кисіль. Для цього в каструлю влийте 3 склянки молока (приблизно 750 мл), додайте півсклянки цукру, поставте на вогонь. Окремо розчиніть у склянці холодного молока 2–3 ст. ложки кукурудзяного (або картопляного) крохмалю і влийте за мить до кипіння в гаряче молоко. Безперервно помішуючи (щоб не пристало до дна), варіть кисіль на слабкому вогні протягом 1–2 хв до загуснення. Подавати охолодженим до манних котлет або як самостійну страву.

За матеріалами Інтернету самостійно дізнайтеся, як приготувати:

- а) фруктове желе; б) сметанне желе; в) молочне желе.



Для тих, хто хоче знати хімію глибше



Рис. 3.1. Золь золота

У 1857 році англійський учений Майкл Фарадей одержав золь золота, відомий ще алхімікам середньовіччя під назвою *aurum potabile* (*питне золото*), — завислі у воді колоїдні частинки металу, розмір яких був менший за 1 мкм (10^{-6} м). І, незважаючи на те, що густина золота в 20 разів більша за густину води, частинки не осідали на дно. Ці золі й донині демонструють у Британському музеї.



Рис. 3.2. Проходження світла через істинний (зліва) та колоїдний розчини

Розміри частинок дисперсної фази дають можливість виявляти їх за допомогою пучка світла.

Якщо в темряві спрямувати промінь світла на колоїдний розчин (рис. 3.2), то колоїдні частинки стають видимими, і тому через розсіювання світла частинками дисперсної фази розчин видається каламутним. Частинки дисперсної фази розсіюють світло і створюють видиму траєкторію світлового променя. Властивості колоїдних розчинів вивчає окрема галузь хімії — колоїдна хімія.

Одним з основоположників колоїдної хімії в УРСР був Антон Володимирович Думанський (1880–1967) — академік АН УРСР, випускник Київського політехнічного інституту. Займався вивченням дисперсних систем.



**Антон Володимирович
Думанський
(1880–1967)**

український хімік, академік АН УРСР і член-кореспондент АН СРСР. Один з основоположників колоїдної хімії. У 1945 році очолив Київський інститут загальної та неорганічної хімії, на базі якого у 1968 році було створено Інститут колоїдної хімії та хімії води, який тепер названо на його честь. Засновник і редактор «Колоїдного журналу» (1935).



Підсумки

1. Система, у якій дрібні частинки однієї речовини рівномірно розподілені в об'ємі іншої речовини, має назву *дисперсної*.

2. Дисперсна система складається з дрібних частинок однієї речовини (дисперсної фази), розподілених в об'ємі іншої речовини (дисперсійному середовищі).

3. Суспензія — це система, у якій дисперсна фаза є твердою речовиною, а дисперсійне середовище — рідина.

4. Емульсія — це дисперсна система, яка складається із двох взаємно нерозчинних рідких компонентів: дисперсійного середовища і дисперсної фази.

5. Істинний розчин — це гомогенна система, у якій розміри розчинних частинок є меншими за 1 нм.



Контрольні запитання

1. Дайте визначення дисперсної системи.
2. Як класифікують двокомпонентні дисперсні системи?
3. Яку дисперсну систему називають емульсією? Наведіть приклади.
4. Яку дисперсну систему називають суспензією? Наведіть приклади.
5. Які системи називають колоїдними? Наведіть приклади.
6. Дайте визначення істинного розчину.
7. Наведіть приклади дисперсних систем, у яких дисперсійним середовищем є повітря, а крапельки води — дисперсною фазою.
8. Як класифікують рідкі розчини?
9. Чим відрізняються водні розчини від неводних?



Вправи та задачі

1. У 200 г розчину міститься 40 г барій хлориду. Обчисліть масову частку солі в розчині.
2. До 300 г розчину цукру з масовою часткою речовини 10 % додали 60 г цукру. Обчисліть масову частку цукру в одержаному розчині.
3. Обчисліть масу розчину лугу з масовою часткою калій гідроксиду 0,25, у якому міститься 40 г КОН.
4. У 320 г води розчинили 0,2 моль алюміній сульфату. Обчисліть масову частку солі в розчині.
5. Яку масу калій гідроксиду потрібно взяти для приготування розчину масою 0,35 кг з масовою часткою лугу 0,2?
6. Обчисліть кількість речовини солі, що міститься в 364 г розчину барій хлориду з масовою часткою BaCl_2 20 %.
7. Під час взаємодії 0,02 моль фосфор(V) оксиду з водою одержали 9,8 г розчину ортофосфатної кислоти. Обчисліть масову частку кислоти в отриманому розчині.
8. Для взаємодії з лугом, що містився в 22,8 г розчину з масовою часткою барій гідроксиду 0,15 витратили 7,3 г хлоридної кислоти. Обчисліть масову частку гідроген хлориду в хлоридній кислоті.
- 9*. Який об'єм розчину з масовою часткою нітратної кислоти 12 % (густина становить 1,067 г/мл) потрібно долити до 300 г розчину лугу з масовою часткою КОН 18 % для повної нейтралізації калій гідроксиду?
10. Який об'єм розчину з масовою часткою нітратної кислоти 40 % (густина розчину становить 1,25 г/см³) необхідний для взаємодії з 31,8 г натрій карбонату?

§ 4. Будова молекули води. Водневий зв'язок

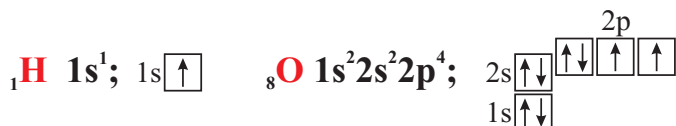
Ознайомившись із матеріалом параграфу, ви:

- дізнаєтесь про будову молекули води;
- довідаєтесь про особливий тип зв'язку — водневий;
- розглянете, як відбувається взаємодія різних молекул.

Вода — одна з найпоширеніших у природі речовин. Світовий океан вкриває близько 70 % земної поверхні.

Хімічний склад води виражають формулою H_2O .

Вода — молекулярна речовина. Пригадаймо, як побудована молекула води. Запишемо електронні формули атомів Гідрогену й Оксигену та їх графічні варіанти:

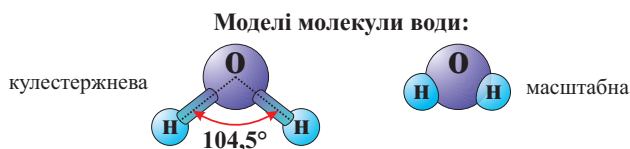


Два неспарені p -електрони атома Оксигену, які перебувають на різних орбіталах, утворюють з s -електронами двох атомів Гідрогену два ковалентні зв'язки:



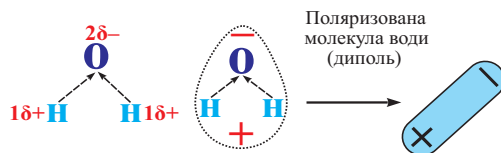
Молекула води має кутову будову, і кут між прямими, що з'єднують центри атомів Гідрогену з Оксигеном, становить $104,5^\circ$. Будову молекули можна продемонструвати, використовуючи два типи моделей:

- кулестержневу, у якій стержні позначають ковалентні зв'язки;
- масштабну, у якій дотримано відношення розмірів атомів.



Водневий зв'язок

Оскільки атом Оксигену більш електронегативний, ніж атоми Гідрогену, що з ним сполучені, то спільні електронні пари зміщуються до атома Оксигену. Зв'язки $\text{O}-\text{H}$ є полярними, тобто на атомі Оксигену зосереджується негативний заряд, а на кожному із двох атомів Гідрогену — позитивний. Ці заряди позначають δ^- (дельта мінус), δ^+ (дельта плюс):



Таку молекулу називають полярною, умовно її можна розглядати як диполь. Полярність молекули води впливає на її властивості. Молекули води притягуються одна до одної внаслідок електростатичного притягання атомів Н і О різних молекул:

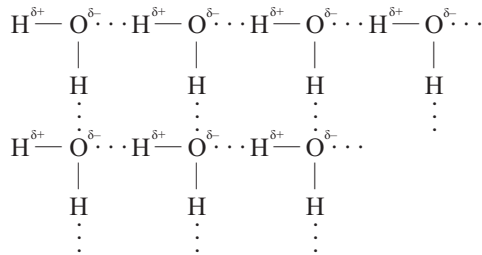


Рис. 4.1. Утворення водневих зв'язків між молекулами води

Таку взаємодію називають водневим зв'язком і позначають крапками.

Зауважмо, що водневі зв'язки наявні не лише в рідкій воді, а й у льоду. Так, у льоду кожна молекула води сполучається завдяки водневим зв'язкам із чотирма найближчими до неї молекулами.

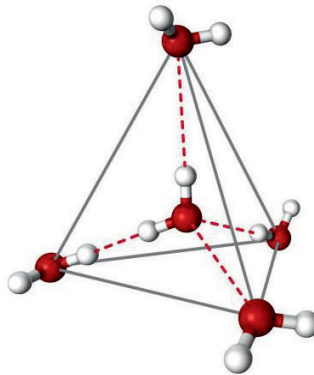


Рис. 4.2. Структура льоду

Водневий зв'язок утворюється не лише між молекулами води. Він також виникає між різними сильнополярними молекулами, наприклад гідроген флуориду HF чи амоніаку NH₃. Якщо ці речовини розчинити у воді, то між їх молекулами і молекулами води також виникає водневий зв'язок:

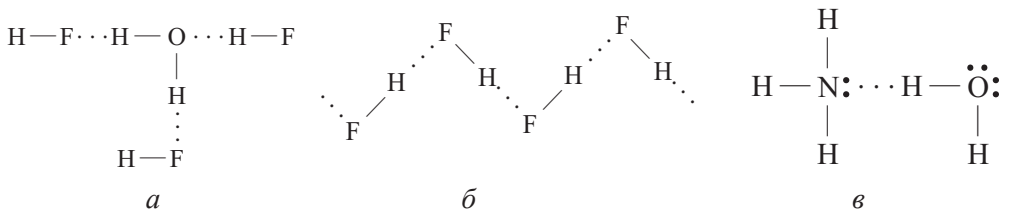


Рис. 4.3. Утворення водневих зв'язків між:

- а) молекулами води та гідроген флуориду; б) молекулами гідроген флуориду; в) молекулою амоніаку та води

Що менші розміри і більша електронегативність атома елемента, сполученого з Гідрогеном, то водневий зв'язок міцніший. Тому такий зв'язок найміцніший у сполуках Гідрогену з Оксигеном і Флуором, елементами з високою електронегативністю.

І хоча водневий зв'язок значно слабший, ніж ковалентний або йонний, він суттєво впливає на фізичні властивості речовин. З підвищенням температури водневий зв'язок легко розривається. Цим пояснюється перехід води із твердого стану в рідкий і згодом — у газуватий. Молекули, між якими виникають водневі зв'язки, в рідкому стані об'єднуються у великі утворення (асоціати, кластери).

Тому ці речовини мають значно вищу температуру кипіння, ніж речовини, які не утворюють таких асоціатів.

Наявністю водневих зв'язків також пояснюють й інші аномальні властивості води: густину, діелектричну проникність, теплоємність, питому теплоту плавлення, випаровування, коефіцієнт в'язкості, високу розчинність речовин у воді тощо.



Підсумки

1. Молекула води містить два ковалентні полярні зв'язки O–H і є полярною.
2. На кожному атомі Гідрогену зосереджений позитивний заряд, а на атомі Оксигену — негативний.
3. Водневі зв'язки утворюються між молекулами, які містять атом (атоми) Гідрогену й атом (атоми) іншого елемента з високою електронегативністю.
4. Електростатичну взаємодію полярних молекул за участі атомів Гідрогену називають водневим зв'язком.
5. Наявність водневого зв'язку суттєво впливає на фізичні властивості речовин.



Контрольні запитання

1. Який вид хімічного зв'язку властивий молекулі води?
 2. Чому молекула води є полярною?
 3. Що таке водневі зв'язки?
 4. Чому між молекулами води можуть виникати водневі зв'язки?
 5. Які відмінності між кулестержневою і масштабною моделями молекул води?
 6. Чи правильним є твердження, що водневі зв'язки наявні лише в рідкій фазі води?
 7. Чи наявні водневі зв'язки у водяній парі?
 8. Чи бувають молекули води, відносна молекулярна маса яких становить 20?
- Відповідь обґрунтуйте.

9. Який вид хімічного зв'язку в молекулі метану? Як ви вважаєте, чи буде розчинятися метан (CH_4) у воді?



Вправи та задачі

1. Обчисліть масу 200 молекул води.
2. Обчисліть, скільки атомів Гідрогену й Оксигену міститься в 180 мл води.
3. Обчисліть об'єм води (мл), у якому міститься $3,01 \cdot 10^{24}$ молекул H_2O .
4. Обчисліть кількість речовини H_2O , яка міститься в 0,5 л води.
5. Складіть рівняння реакцій, які відбуваються під час перетворень:
 $\text{K} \rightarrow \text{KOH} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3$.

§ 5. Розчинність речовин, її залежність від різних чинників

Ознайомившись із матеріалом параграфа, ви:

- зрозумієте, що таке розчинність речовин, від яких чинників вона залежить;
- з'ясуєте, які бувають розчини;
- навчитесь розв'язувати типові задачі на знаходження частки розчиненої речовини в розчині.

Одним з найкращих розчинників є вода. Вода здатна розчинити багато речовин, що перебувають у різному агрегатному стані: газуватому, рідкому, твердому. Ми знаємо, що розчин — гомогенна (однорідна) суміш, що складається із двох або кількох речовин. Залежно від агрегатного стану розчиненої речовини й розчинника розчини поділяють на: рідкі, тверді (сплави) та газуваті.

Рідкі розчини утворюються внаслідок розчинення твердих, рідких чи газуватих речовин у рідкому дисперсійному середовищі (розчиннику).

Деякі речовини можуть розчинятися в спирті, ацетоні тощо.

Властивість речовини утворювати розчин з іншою речовиною називають розчинністю.

Є речовини, які змішуються з іншими речовинами в будь-яких пропорціях. Про них кажуть, що вони мають необмежену розчинність у даному розчиннику. Так, у воді може розчинитись будь-яка кількість етанолу, оцтової, сульфатної, нітратної кислот¹.

¹ Іноді буває важко визначити, яка з речовин є розчинником. Наприклад, кажуть про 70 %-й розчин спирту у воді, а не про 30 %-й розчин води в спирті; про розчинені у воді кислоти (незалежно від концентрації), а не про воду, розчинену в кислоті.

Більшість речовин має обмежену розчинність. Щоб перевірити обмеженість розчинності кухонної солі у воді, проведіть такий дослід. Візьміть склянку, об'єм якої 200 мл, налійте в неї 100 мл води. Додавайте невелику порцію (5–10 г) кухонної солі, щоразу перемішуючи розчин скляною паличкою. Після повного розчинення солі додавайте наступну порцію солі. У певний момент сіль, яку ви додали, не розчиниться, а залишиться в осаді, над яким утвориться насичений розчин.

*Розчин, у якому за даних умов речовина більше не розчиняється в розчиннику, називають **насиченим**.*

Про таку ситуацію кажуть, що настала динамічна рівновага (рівновага між частинками розчиненої й нерозчиненої речовини).

Якщо до насиченого розчину додати будь-яку кількість розчинника, то такий розчин стане ненасиченим.

*Розчин, у якому за даних умов у розчиннику може розчинитися ще деяка кількість речовини, називають **ненасиченим**.*

Іноколи, характеризуючи розчин, ми вживаємо такі назви: концентрований розчин, розбавлений розчин.

***Розчинність речовини S** (від лат. *solvere* — розчиняти) — це здатність речовини розчинятися у розчиннику; визначається масою речовини, яка може розчинитися у 100 г розчинника, утворивши за даної температури насичений розчин.*

Відомості про розчинність деяких речовин наведені в Таблиці розчинності кислот, основ і солей у воді за температури 20–25 °С (див. форзац):

- якщо у 100 г води розчиняється понад 1 г речовини, таку речовину вважають розчинною (у Таблиці позначають літерою «р»);
- якщо розчинність речовини від 0,001 г до 1 г, таку речовину вважають малорозчинною («м»);
- якщо розчинність речовини є меншою, ніж 0,001 г, таку речовину вважають нерозчинною («н»).

У таблиці також указані речовини, які не існують або не утворюють розчин, а розкладаються водою. Вони позначені так: «—».

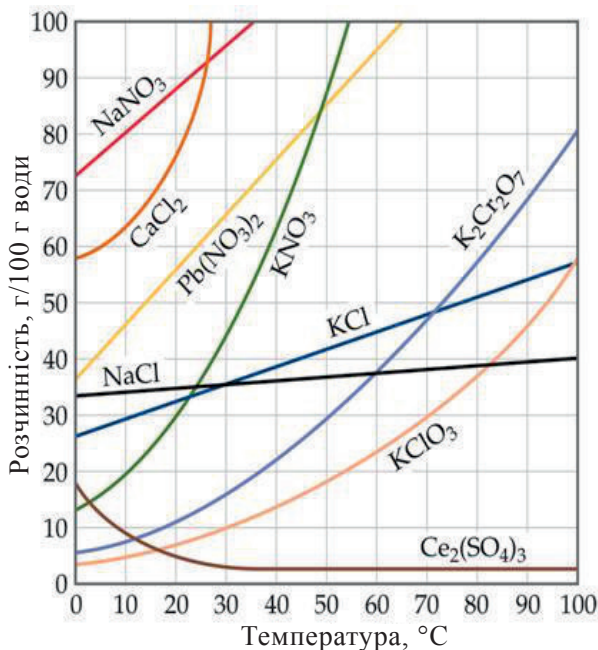


Рис. 5.1. Залежність розчинності деяких твердих речовин у воді від температури

Залежність розчинності речовин у воді від їх будови

Розчинність залежить від хімічної природи розчинної речовини і розчинника. Більшість речовин йонної будови (KCl , BaI_2) добре розчиняється у воді. Також у воді добре розчиняються речовини з полярним ковалентним типом зв'язку (H_2SO_4 , HNO_3). Речовини з неполярним ковалентним типом зв'язку (H_2 , O_2 , PH_3) мають незначну розчинність або практично не розчиняються.

Залежність розчинності твердих речовин у воді від температури

Розчинність більшості речовин змінюється залежно від температури. Таку залежність часто подають у вигляді таблиць або графіків.

За кривими розчинності можна встановити:

- 1) розчинність речовин за різних температур;
- 2) масу речовини, яка випаде в осад під час зміни температури.

Зазвичай з підвищенням температури зростає й розчинність твердих речовин (пряма залежність). Але інколи розчинність практично не залежить від температури ($NaCl$), а іноді навіть зменшується ($CaSO_4$) (обернена залежність). Якщо залежність пряма, то під час зниження температури розчину випадає осад і навпаки. Часто, щоб швидше приготувати насичений розчин, його нагрівають.

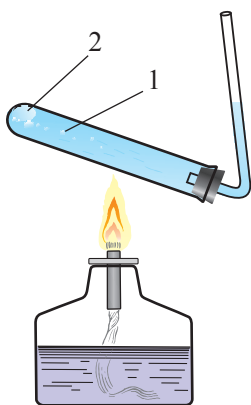


Рис. 5.2. Утворення бульбашок повітря під час нагрівання води

Оскільки зважування газів — це доволі складна процедура, їх кількість зазвичай виражають не через масу, а через об'єм, обчислений за нормальних умов (н. у.), тобто за температури $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ і тиску 1 атм. Розчинність газів виражають у літрах газу на літр води. Розчинність різних газів відрізняється:

Таблиця 5.1. Розчинності деяких газів у воді (л/л води)

температура, $^{\circ}\text{C}$	кисень O_2	азот N_2	водень H_2	вуглекислий газ CO_2
0	0,0492	0,0235	0,0215	1,713
20	0,031	0,0154	0,0182	0,878

Як видно з таблиці, гази повітря, за винятком вуглекислого газу, мають доволі низьку розчинність у воді.

Залежність розчинності газоподібних речовин у воді від тиску

Коли тиск зростає, розчинність газів збільшується і навпаки. Мабуть, кожен спостерігав активне виділення вуглекислого газу після відкриття пляшки газованого напою. Це відбувається через різке зниження тиску в пляшці (до атмосферного). На заводі воду насичують газом (розчиняють) під тиском, створюючи сильно- і слабогазовані напої.

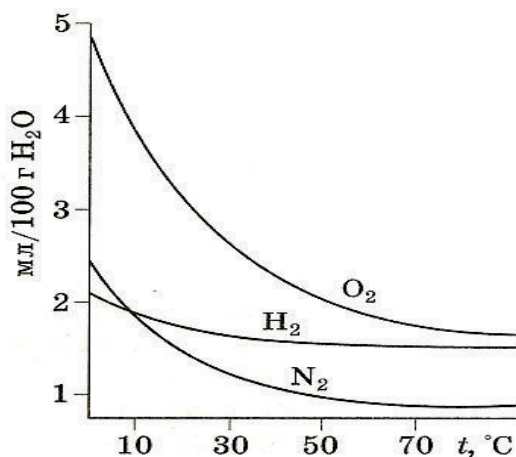


Рис. 5.3. Залежність розчинності деяких газів у воді від температури



Для тих, хто хоче знати хімію глибше

За кімнатної температури у 100 г води розчиняється 36 г кухонної солі, а за температури кипіння — 39,8 г. Якщо такий насичений розчин охолодити, то надлишок солі (3,8 г) не завжди випадає в осад. Іноді утворюється доволі нестабільний пересичений розчин. Якщо його: 1) струсити (перемішати), то почнеться швидко випадіння осаду на дно; 2) кинути в нього кристалик солі, то відбудеться кристалізація (ріст кристалу).

Задача. 100 мл води наситили калій нітратом за температури 60 °C. А потім розчин охолодили до 30 °C. Обчисліть масу солі, що випаде в осад.

Дано:	Розв'язання
$V(\text{H}_2\text{O}) = 100$ мл;	1. За кривою розчинності встановимо розчинність калій нітрату, використавши значення температур умови задачі: $S_1 = 110$ г, $S_2 = 45$ г.
$t_1 = 60$ °C;	2. Обчислимо масу солі, що випаде в осад:
$t_2 = 30$ °C.	$m(\text{KNO}_3) = 110 - 45 = 65$ (г).
$m(\text{KNO}_3) = ?$	

Відповідь: під час охолодження насиченого розчину калій нітрату від 60 °C до 30 °C випаде в осад 65 г солі.



Підсумки

1. Властивість речовини утворювати розчин з іншою речовиною називають розчинністю.
2. Більшість речовин має обмежену розчинність.
3. Розчинність виражають через максимальну масу речовини, яка може розчинитись у 100 г води за певної температури.
4. Розчин, у якому за даних умов речовина більше не розчиняється в розчиннику, називають насиченим.
5. Розчинність більшості твердих речовин з підвищенням температури зростає.
6. Розчинність більшості газів з підвищенням температури зменшується, а з підвищенням тиску — зростає.



Контрольні запитання

1. Що таке розчинність?
2. Наведіть приклади речовин, які мають необмежену розчинність у воді.
3. Як експериментально довести, що речовина має обмежену розчинність?
4. Як з насиченого розчину отримати ненасичений?
5. Як підвищити розчинність газу у воді?
6. Укажіть кілька способів, за допомогою яких можна з ненасиченого розчину калій сульфату одержати насичений розчин.



Для тих, хто хоче знати хімію глибше

1. Користуючись кривими розчинності (рис. 5.1), встановіть:
 - а) за якої температури в 100 г води можна розчинити 90 г кальцій хлориду до утворення насиченого розчину;
 - б) масу калій хлориду, яку можна розчинити в 100 г води за температури 10 °С до утворення насиченого розчину.
2. Користуючись кривими розчинності (рис. 5.1), порівняйте розчинність натрій нітрату та калій нітрату за температури 30 °С.
3. Розчинність натрій хлориду за температури 80 °С становить 40 г на 100 г води. Яку масу солі можна розчинити в 400 г води за тієї ж температури?
4. Користуючись таблицею 5.1, обчисліть масу азоту, яку можна розчинити в 2 л води за температури 20 °С і тиску 1 атм.
5. Розчинність натрій броміду за температури 20 °С становить 90,5 г на 100 г води. Яку масу солі можна розчинити у 190 мл води за тієї ж температури?
6. Встановіть розчинність $K_2Cr_2O_7$ за температури: а) 20 °С; б) 60 °С; в) 90 °С.
- 7*. Розчинність калій нітрату за температури 80 °С становить 160 г, за температури 48 °С — 80 г. Яка маса калій нітрату викристалізується з 200 г насиченого за температури 80 °С розчину, якщо його охолодити до 48 °С?
- 8*. У воді об'ємом 200 мл розчиняли калій нітрат за температури 40 °С до отримання насиченого розчину (див. рис. 5.1). Потім розчин охолодили до 20 °С. Яка маса солі викристалізувалась?

§ 6. Теплові явища, що супроводжують розчинення речовин

Ознайомившись із матеріалом параграфа, ви:

- з'ясуєте, чому розчинення є фізико-хімічним процесом;
- дізнаєтесь, як відбувається розчинення у воді речовин різних типів;
- довідаєтесь, чому розчинення речовин у воді супроводжується тепловими ефектами.

Зазвичай розчинення речовин у воді супроводжується виділенням або поглинанням теплоти. Так, під час розчинення у воді лугів чи кислот теплота виділяється, а під час розчинення багатьох солей — поглинається. Спробуємо з'ясувати, чому так відбувається. Утворення розчину — це доволі складний фізико-хімічний процес. Розчинення будь-якої розчинної твердої речовини відбувається в кілька етапів.

1. На першому етапі руйнується структура твердої речовини, тобто розриваються зв'язки між поверхневими молекулами чи йонами кристала. Цей процес потребує затрат енергії. Це фізичний процес розчинення.

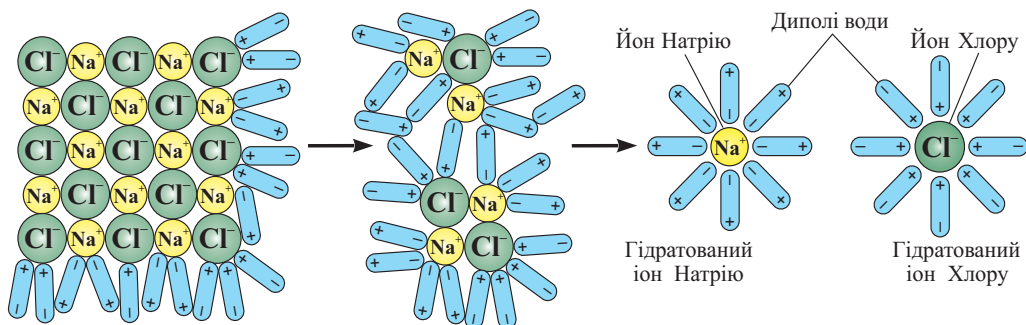


Рис. 6.1. Розчинення натрій хлориду у воді

2. Щоб зрозуміти, що відбувається на другому етапі розчинення, звернімося до створеної Д. І. Менделєєвим хімічної теорії розчинів (гідратної теорії), яка пояснює хімічну природу розчинення. Згідно з цією теорією, під час розчинення речовин утворюються сольвати — нестійкі хімічні сполуки розчиненої речовини з розчинником (якщо розчинником є вода, їх називають гідратами).

*Процес взаємодії частинок розчиненої речовини з молекулами розчинника називають **сольватацією**, а коли розчинником є вода — **гідратацією**.*

Отже, на другому етапі відбувається процес сольватації молекул чи іонів — виникнення зв'язків між частинками речовини і молекулами розчинника. На цьому етапі енергія виділяється. Це хімічний процес розчинення.

3. На третьому етапі відбувається дифузія сольватованих частинок, тобто рівномірний розподіл їх по всьому об'єму розчину, що потребує хоч і незначних, але затрат енергії. Знехтувавши затратами енергії на дифузію, то сумарний тепловий ефект визначаємо так:

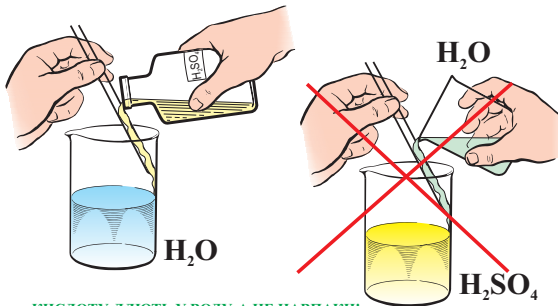
- якщо взаємодія частинок речовини і молекул розчинника супроводжується виділенням теплоти, яка є більшою від тієї, що поглинається під час руйнування зв'язків між йонами (для йонних сполук) або під час роз'єднання міжмолекулярних зв'язків (для сполук молекулярної будови), то спостерігаємо розігрівання розчину;
- якщо взаємодія частинок розчиненої речовини і молекул розчинника супроводжується виділенням теплоти, яка є меншою від тієї, що поглинається під час руйнування зв'язків, то спостерігаємо охолодження розчину.

Проведемо експериментальне дослідження теплового ефекту під час розчинення амоній нітрату NH_4NO_3 у воді.

Візьміть склянку, місткість якої 200–250 мл. Наповніть її водою на три чверті. За допомогою термометра визначте температуру води. Зважте 20 г амоній нітрату і помістіть його у склянку з водою. Перемішайте розчин скляною паличкою. Після повного розчинення солі знову виміряйте температуру. Спостерігаємо істотне зниження температури.

Поясніть, чому температура істотно знизилась.

Приготуємо розчин сульфатної кислоти. У склянку зі 100 мл води (температуру якої попередньо виміряли) обережно невеликими порціями додайте 5 мл концентрованої сульфатної кислоти (розчин постійно перемішуйте).



КИСЛОТУ ЛЛЮТЬ У ВОДУ, А НЕ НАВПАКИ!

Рис. 6.2. Правильне та неправильне приготування розведеного розчину сульфатної кислоти

Виміряйте температуру. Спостерігаємо значне підвищення температури розчину порівняно з температурою чистої води. Аналогічне підвищення температури відбувається під час розчинення лугів.

Іноді під час утворення розчину тепловий ефект є незначним, наприклад під час розчинення NaCl у воді.

Важливо пам'ятати! Розведений розчин сульфатної кислоти готують із концентрованою. Розчинення концентрованої сульфатної кислоти у воді можна здійснювати лише таким чином: у склянку з водою доливають, постійно перемішуючи, невеликі порції кислоти.

Якщо ж додавати воду в концентрований розчин сульфатної кислоти, то результатом виділення величезної кількості теплоти може стати закипання і розбризкування розчину. Бризки кислоти можуть потрапити на одяг, тіло і спричинити хімічні опіки.



Підсумки

1. Процес розчинення речовин у воді вважають фізико-хімічним.
2. Під час розчинення речовин, з одного боку, енергія витрачається на розрив зв'язків між молекулами чи йонами речовини, що розчиняється, а з другого боку, енергія виділяється за рахунок взаємодії частинок розчиненої речовини з молекулами розчинника. Тепловий ефект є результатом цих двох процесів.
3. Якщо на розрив зв'язків речовини, що розчиняється, витрачається більше енергії, ніж виділяється в разі взаємодії цих частинок з молекулами розчинника, розчин буде охолоджуватися (амоній нітрат NH_4NO_3 , калій нітрат KNO_3 , амоній хлорид NH_4Cl , калій хлорид KCl , калій сульфат K_2SO_4 тощо).
4. Якщо взаємодія частинок розчинної речовини з молекулами розчинника супроводжується виділенням енергії, значно більшим, ніж потрібно на розрив зв'язків між частинками речовини, що розчиняється, то розчин буде розігріватися (луги, сульфатна кислота H_2SO_4 тощо).



Контрольні запитання

1. Опишіть явища, які відбуваються під час розчинення йонної сполуки калій хлориду у воді.
2. Коли процес розчинення речовини супроводжується виділенням теплоти?
3. Коли процес розчинення речовини супроводжується поглинанням теплоти?
4. Опишіть фізичні й хімічні процеси, які відбуваються під час розчинення речовин.
5. Чому розчинення амоній нітрату у воді супроводжується охолодженням розчину?
6. Як правильно готувати розчин сульфатної кислоти, використовуючи концентровану сульфатну кислоту?



Вправи та задачі

1. Обчисліть масу цинку, яку потрібно додати до 245 г розчину сульфатної кислоти з масовою часткою H_2SO_4 10 %, щоб повністю перетворити кислоту на сіль.
2. Обчисліть масу хлоридної кислоти з масовою часткою хлороводню 25 %, необхідну для взаємодії із сумішшю, що містить 0,4 моль цинку і 0,2 моль магнію.
3. У розчин сульфатної кислоти (з достатньою для реакції кількістю H_2SO_4) помістили 10 г суміші алюмінію і міді. Виділилось 6,72 л газу (н. у.). Обчисліть масу міді в суміші металів.
4. Алюмінієву бронзу (сплав міді й алюмінію) помістили в хлоридну кислоту, з достатньою кількістю хлороводню. Виділилось 0,6 моль газу й залишилось 9,2 г речовини, яка не прореагувала. Обчисліть масу використаного сплаву.

5. У 145,25 г води розчинили 33,6 л (н. у.) гідроген хлориду. Обчисліть масову частку гідроген хлориду в одержаному розчині.

6. На нейтралізацію лугу, що міститься в розчині калій гідроксиду масою 140 г, втратили 0,2 моль сульфатної кислоти. Обчисліть масову частку КОН в розчині.

§ 7. Кристалогідрати. Розв'язання задач на приготування розчинів із кристалогідратів

Ознайомившись із матеріалом параграфа, ви:

- дізнаєтесь, що таке кристалізація речовин, за яких умов вона відбувається;
- набудете знання про кристалогідрати, їх склад і назви;
- навчитеся розв'язувати типові задачі на приготування розчинів із кристалогідратів.

Якщо приготувати ненасичений розчин будь-якої солі у воді й залишити його у відкритій посудині (наприклад, кристалізаторі) на тривалий час, то в розчині відбудуться певні зміни. Вода (розчинник, який ми найчастіше використовуємо) має здатність випаровуватись, а тому її кількість щодня зменшуватиметься. І в певний момент розчин стане насиченим, а згодом надлишок розчиненої солі почне виділятися у вигляді кристаликів (твердих тіл правильної форми). Так, кристал NaCl має форму куба. Таке виділення речовин з розчину називають кристалізацією.



Рис. 7.1. Кристалізація солі під час випаровування розчинника (Мертве море)

Кристалізація може відбуватися, якщо насичений за високої температури розчин залишити охолоджуватися.

Оскільки розчинність більшості солей зі зниженням температури зменшується, то під час охолодження насиченого розчину відбувається випадіння солей в осад — їх кристалізація.

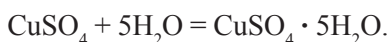
Зазвичай кристали, що випадають в осад, окрім самої речовини, містять ще й молекули води. Такі сполуки називають кристалогідратами. Вони утворюються тому, що у складі солей є гідратовані катіони (а за низьких температур — й аніони), тобто такі, що зберегли зв'язок з молекулами води.

Так, наприклад, у кристалічних ґратках мідного купоросу кожен йон Cu^{2+} оточений п'ятьма молекулами води. Склад цього кристалогідрату виражають формулою: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Формула показує, що на кожну пару йонів Cu^{2+} і SO_4^{2-} припадає 5 молекул води. Іноді (для простоти написання формули, але не в рівняннях) указують дробові числа $\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$ (алебастр).

Для утворення хімічної назви кристалогідрату використовують назву хімічної речовини, до якої додають слово «гідрат» з відповідним префіксом, що походить від грецької назви числа (залежно від кількості молекул води, сполучених з йоном): моно — 1, ди — 2, три — 3, тетра — 4, пента — 5, гекса — 6, гепта — 7, окта — 8, нона — 9, дека — 10.

Наприклад, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ — купрум(II) сульфат пентагідрат, $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — натрій карбонат декагідрат. Крім хімічних назв, іноді використовують тривіальні назви: мідний купорос, кристалічна сода (мінерал натрит або натрон).

Процес утворення кристалогідрату можна зобразити рівнянням реакції:



Якщо до алебастру додати воду, то алебастр перетворюється на гіпс:



алебастр

гіпс



а



б

Рис. 7.3. Видалення кристалізаційної води під час прожарювання: а) алюмокалієвих галунів $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$: сіль за умов випаровування води спучується; б) мідного купоросу (безперервно поміщуючи, щоб не перегріти і щоб сіль не розклалась до купрум(II) оксиду)

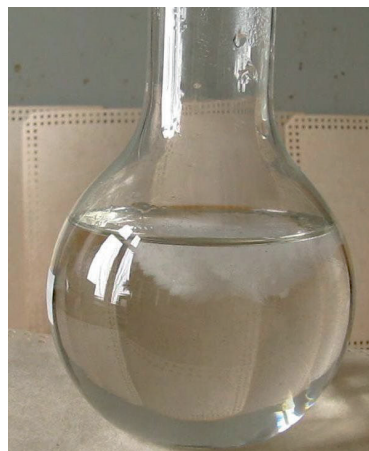
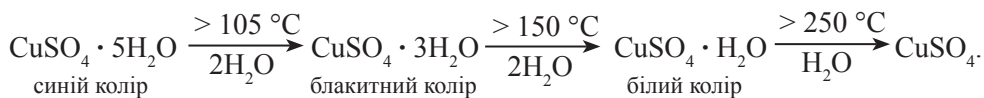
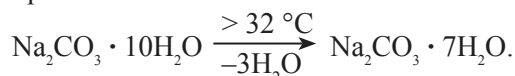


Рис. 7.2. Кристалізація під час охолодження гарячого насиченого розчину

Воду, що входить до складу кристалогідратів, називають кристалізаційною. Із кристалогідратів вона зазвичай видаляється ступінчасто, утворюються нижчі кристалогідрати. Так, під час нагрівання до 105 °С сині кристали мідного купоросу (купрум(II) сульфат пентагідрат, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) змінюють колір на блакитний (купрум(II) сульфат тригідрат, $\text{CuSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$), а далі за температури 150 °С перетворюються на білий купрум(II) сульфат моногідрат $\text{CuSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Повне зневоднення (утворення безводної солі) відбувається за температур понад 250 °С:



Іноді кристалогідрати втрачають воду і за кімнатної температури або за умов доволі незначного нагрівання:



Є сполуки, які можуть існувати лише у формі кристалогідрату. Віддаючи кристалізаційну воду, вони розкладаються.

Більшість кристалогідратів трапляється в природі, це природні мінерали. Наприклад, гіпс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, карналіт $\text{MgCl}_2 \cdot \text{KCl} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ тощо. Деякі з них добувають у лабораторіях.

Розрахунки відносної молекулярної та молярної маси кристалогідрату

Приклад. Обчисліть відносну молекулярну та молярну масу натрій сульфату декагідрату.

$$M_r(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = M_r(\text{Na}_2\text{SO}_4) + 10 \cdot M_r(\text{H}_2\text{O}) = 142 + 10 \cdot 18 = 322$$

Таким чином, значення молярної маси натрій сульфату декагідрату становитиме:

$$M(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 322 \text{ г/моль}$$

Розв'язання задач

Задача 1. Обчисліть масову частку води в залізному купоросі $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.

Дано:	Розв'язання
$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	1. Обчислимо молярну масу кристалогідрату:
$w(\text{H}_2\text{O})$ — ?	$M(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 152 + 7 \cdot 18 = 278 \text{ (г/моль)}$.

2. Скористаємося формулою для розрахунку масової частки:

$$w(\text{H}_2\text{O}) = \frac{M(\text{H}_2\text{O}) \cdot n(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O})}$$

де n — кількість молекул води у формульній одиниці кристалогідрату. Підставляємо відомі значення у формулу:

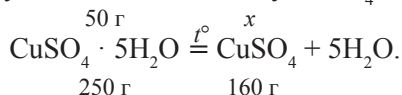
$$w(\text{H}_2\text{O}) = \frac{18 \cdot 7}{278} = 0,453 \text{ або } 45,3 \%$$

Відповідь: $w(\text{H}_2\text{O}) = 0,453$ або 45,3 %.

Задача 2. У 300 мл води розчинили 50 г мідного купоросу. Обчисліть масову частку солі у приготованому розчині.

<p>Дано: $m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 50 \text{ г}$ $V(\text{H}_2\text{O}) = 300 \text{ мл}$ $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/мл}$</p> <hr/> <p>$w(\text{CuSO}_4) = ?$</p>	<p>Розв'язання</p> <p>1. Обчислимо молярні маси купрум(II) сульфату і мідного купоросу: $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль};$ $M(\text{CuSO}_4) = 64 + 32 + 16 \cdot 4 = 160 \text{ г/моль};$ $M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 160 + 18 \cdot 5 = 250 \text{ г/моль}.$</p>
--	--

2. Запишемо рівняння перетворення кристалогідрату під час його розчинення у воді, проведемо розрахунок. Обчислимо масу CuSO_4 , що утвориться в розчині:



$$x = \frac{50 \cdot 160}{250} = 32 \text{ (г)}.$$

3. Обчислимо масу утвореного розчину:

$$m(\text{р-ну CuSO}_4) = m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) + m(\text{H}_2\text{O});$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = \rho(\text{H}_2\text{O}) \cdot V(\text{H}_2\text{O});$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/мл} \cdot 300 \text{ мл} = 300 \text{ г};$$

$$m(\text{р-ну CuSO}_4) = 50 + 300 = 350 \text{ (г)}.$$

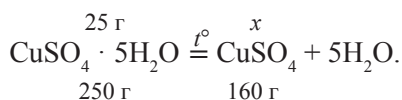
4. Обчислимо масову частку купрум(II) сульфату в одержаному розчині:

$$w(\text{CuSO}_4) = \frac{m(\text{FeSO}_4)}{m(\text{розчину FeSO}_4)} = \frac{32}{350} = 0,0914 \text{ або } 9,14 \text{ \%}.$$

Відповідь: $w(\text{CuSO}_4) = 0,0914$ або $9,14 \text{ \%}$.

Задача 3. Обчисліть об'єм води, у якому потрібно розчинити 25 г мідного купоросу, щоб одержати розчин купрум(II) сульфату з масовою часткою солі 20 %.

<p>Дано: $m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 25 \text{ г}$ $w(\text{CuSO}_4) = 20 \text{ \%}$ $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/мл}$</p> <hr/> <p>$V(\text{H}_2\text{O}) = ?$</p>	<p>Розв'язання</p> <p>1. За рівнянням розкладання мідного купоросу обчислимо масу CuSO_4 в одержаному розчині: $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль};$ $M(\text{CuSO}_4) = 64 + 32 + 16 \cdot 4 = 160 \text{ г/моль};$ $M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 160 + 18 \cdot 5 = 250 \text{ г/моль}.$</p>
---	---



$$x = \frac{25 \cdot 160}{250} = 16 \text{ (г)}.$$

2. Розраховуючи масу розчину, у якому має міститись 16 г CuSO_4 , скористаємося формулою:

$$w(\text{CuSO}_4) = \frac{m(\text{CuSO}_4)}{m(\text{розчину CuSO}_4)};$$

$$m(\text{р-ну CuSO}_4) = \frac{m(\text{CuSO}_4)}{w(\text{CuSO}_4)} = \frac{16}{0,2} = 80 \text{ (г)}.$$

3. Обчислимо масу води, яку використали для приготування розчину:

$$m(\text{р-ну CuSO}_4) = m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) + m(\text{H}_2\text{O});$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{р-ну CuSO}_4) - m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 80 - 25 = 55 \text{ (г)}.$$

4. Обчислимо об'єм 55 г води:

$$V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{\rho(\text{H}_2\text{O})} = \frac{55}{1} = 55 \text{ (мл)}.$$

Відповідь: $V(\text{H}_2\text{O}) = 55 \text{ мл}$.



Для тих, хто хоче знати хімію глибше

Домашній експеримент. Вирощування кристалів мідного купоросу



Рис. 7.4. *Схема вирощування кристалу мідного купоросу і кристал, вирощений у такий спосіб*

1. У чисту скляну банку місткості 0,5 л обережно налейте 200–250 г гарячої води і невеликими порціями додайте мідний купорос, поки не утвориться насичений розчин (розчинність CuSO_4 за температури 90 °С становить близько 70 г). Тобто щойно розчинення чергової порції припиниться, додайте ще трохи гарячої води, розмішайте. Накрийте склянку марлею.

2. За кілька днів унаслідок випаровування води на дно випадуть кристалики. Візьміть один з більших кристаликів для подальшого вирощування. Прив'яжіть кристалик до нитки, а її — до олівця.

3. Банку з розчином поставте на водяну баню (під дно слід підкласти марлю, щоб банка не тріснула), нагрійте та дочекайтеся розчинення осаду. Приготуйте насичений розчин (див. п. 1).

4. Кристалик на нитці занурте в гарячий розчин. Олівцем відрегулюйте довжину нитки й закріпіть її. Накрийте склянку марлею.

5. Через деякий час (2–3 доби) виросте великий гарний кристал синього кольору. Процес можна повторювати багато разів. Щоб захистити кристал від вивітрювання (втрати води), можна покрити його лаком.



Контрольні запитання

1. Які речовини називають кристалогідратами?
2. Що таке кристалізація? Як здійснити кристалізацію солі?
3. Як виділити кристалізаційну воду з кристалогідрату?
- 4*. Назвіть кристалогідрат, формула якого: а) $K_2SO_3 \cdot 2H_2O$; б) $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$; в) $Al(NO_3)_3 \cdot 9H_2O$; г) $MgCl_2 \cdot 6H_2O$; р) $Ba(NO_3)_2 \cdot H_2O$; д) $Ca(NO_3)_2 \cdot 4H_2O$.
5. Назвіть галузь застосування речовини, склад якої виражено формулою: $CaSO_4 \cdot 0,5H_2O$. Яка назва цієї речовини?
6. Поясніть, чому розчин мідного купоросу не можна зберігати в залізному відрі.



Вправи та задачі

1. Дізнайтесь за матеріалами Інтернету:
 - А. Чи можна виростити кристали кухонної солі й цукру? Як це зробити?
 - Б. Що таке галуни? Які є галуни? Як їх використовують?
2. Обчисліть маси води та барій хлориду дигідрату $BaCl_2 \cdot 2H_2O$, необхідні для приготування 200 мл розчину барій хлориду густиною 1,2 г/мл з масовою часткою солі 0,15.
3. Обчисліть масу кристалічної солі $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$, яку необхідно взяти для приготування 250 г водного розчину з масовою часткою Na_2CO_3 20 %.
4. Запишіть формули кристалогідратів, формульні одиниці яких складаються:
 - а) з одного йона Ca^{2+} , двох нітрат-іонів NO_3^- і чотирьох молекул води;
 - б) з одного йона Mg^{2+} , двох йонів Хлору Cl^- і шести молекул води;
 - в) з одного йона Cu^{2+} , двох нітрат-іонів NO_3^- і трьох молекул води.
5. Мідний купорос, кількість речовини якого 0,15 моль, розчинили у воді кількістю речовини 10 моль. Обчисліть масову частку солі в одержаному розчині.
6. У 255 мл води розчинили 55,6 г ферум(II) сульфату гептагідрату $FeSO_4 \cdot 7H_2O$. Обчисліть масову частку солі в одержаному розчині.
7. Обчисліть об'єм води, у якому потрібно розчинити 128,8 г натрій сульфату декагідрату $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$, щоб одержати розчин з масовою часткою солі 20 %.
8. У 0,3 л води розчинили 70,8 г кальцій нітрату тетрагідрату $Ca(NO_3)_2 \cdot 4H_2O$. Обчисліть масову частку солі в одержаному розчині.

9*. Установіть формулу цинкового купоросу, коли відомо, що його молярна маса на 37 г більша за молярну масу мідного купоросу.

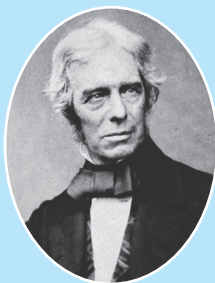
10*. Молярна маса кристалогідрату, формульна одиниця якого $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$, становить 242 г/моль. Установіть кількість молекул (x) води у його формульній одиниці.

11*. Під час розчинення 85,5 г кристалогідрату $\text{CuCl}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ у 500 мл води одержали розчин з масовою часткою солі 11,53 %. Визначте формулу кристалогідрату.

§ 8. Електроліти і неелектроліти

Ознайомившись із матеріалом параграфа, ви:

- дізнаєтесь, чому розчини і розплави деяких речовин проводять електричний струм;
- засвоїте поняття «анод», «катод», «електроліт»;
- дізнаєтесь, як у розчинах відбувається рух йонів.



Майкл Фарадей
(1791–1867)

англійський фізик-експериментатор і хімік. Член Лондонського королівського товариства, низки інших наукових товариств. Відкрив явище електромагнітної індукції, створив першу модель електродвигуна, трансформатора. Автор безлічі фундаментальних відкриттів: хімічної дії струму, законів електролізу, діамagnetизму тощо. Увів терміни «йон», «катод», «анод», «електроліт», «діелектрик», «діамagnetик» тощо. Отримав низку газів у рідкому стані: амоніак, карбон(IV) оксид, нітроген(IV) оксид, хлор, гідроген сульфід. Основоположник учення про електромагнітне поле.

З курсу фізики вам відомо, що валентні електрони в металах відносно легко залишають свій атом і стають вільними. У результаті у вузлах кристалічних ґраток залишаються позитивно заряджені йони, а вільні електрони всередині металу рухаються хаотично, утворюючи електронний газ. Такий особливий вид хімічного зв'язку називають *металічним*.

Якщо полюси електричної батареї (акумулятора) з'єднати металевим провідником, то електрони в провіднику починають рухатися від негативно до позитивно зарядженого полюса батареї. У провіднику виникає електричний струм. Електричний струм у металах — це направлений рух вільних електронів.

Провідники, у яких переважає електронна провідність, називають *провідниками першого роду*. Розчини кислот, лугів і солей теж є провідниками електричного струму. Однак проходження струму через розчини кислот, лугів і солей пов'язане з рухом йонів.

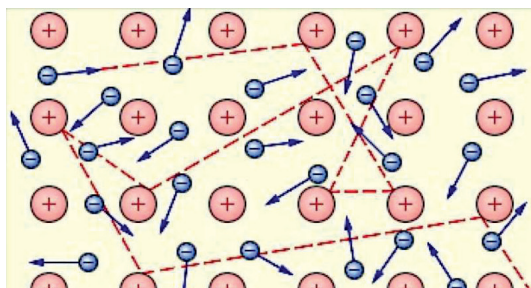


Рис. 8.1. Електронний газ у кристалі металу

Якщо в провіднику переважає йонна провідність, то провідники називають провідниками другого роду (електролітами).

Електролітами є водні розчини кислот, лугів і солей, розплави лугів і значної частини солей.

Демонстраційні досліди

Використовуючи склянку із двома електродами, амперметр, вимикач, дроти і джерело струму, складемо схему (див. рисунок):

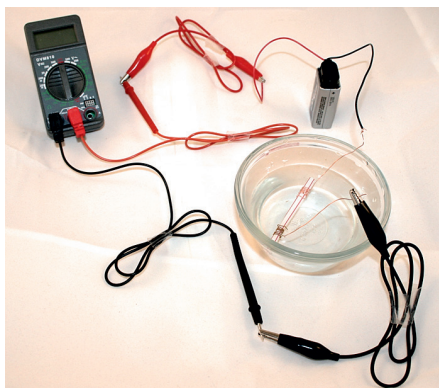


Рис. 8.2. Прилад для дослідження електропровідності

Електродами можуть слугувати стрижні, виготовлені з графіту або іншого електропровідного матеріалу. Елементом постійного електричного струму може бути гальванічний елемент (батарея). За його допомогою проведемо низку експериментів на дослідження електропровідності речовин.

Дослід 1. Дослідження дистильованої води.

У склянку наливаємо дистильовану воду (на 3/4 об'єму) і занурюємо в неї електроди. Після замикання електричного кола виявляємо, що струм не протікає. Розмикаємо коло.

Дослід 2. Дослідження кристалічного натрій хлориду та його водного розчину.

1. У склянку насипаємо сухий кристалічний натрій хлорид (на 1/4 об'єму) і занурюємо електроди в сіль. Після замикання електричного кола виявляємо, що струм не тече. Розмикаємо коло.

2. У склянку з кристалічним натрій хлоридом вливаємо дистильовану воду, перемішуємо склянкою паличкою. У склянку з одержаним розчином опускаємо електроди. Після замикання електричного кола виявляємо, що струм тече. Розмикаємо коло.

Дослід 3. Дослідження хлоридної кислоти.

Наливаємо в склянку хлоридну кислоту (на 1/4 об'єму). Після замикання електричного кола виявляємо, що струм тече. Розмикаємо коло.

Дослід 4. Дослідження кристалічного цукру та його водного розчину.

1. У склянку насипаємо цукор (на 1/4 об'єму) й опускаємо електроди. Після замикання електричного кола виявляємо, що струм не тече. Розмикаємо коло.

2. Додаємо дистильовану воду, перемішуємо скляною паличкою. У склянку з одержаним розчином опускаємо електроди. Після замикання електричного кола виявляємо, що струм не тече. Розмикаємо коло.

Пояснення результатів дослідів

1. Дистильована вода не проводить електричного струму.

2. Кристал NaCl складається з позитивно заряджених йонів (катіонів Na^+) і негативно заряджених йонів (аніонів Cl^-). У кристалічному натрій хлориді йони сполучені один з одним у кристалічних ґратках завдяки силам електричного притягання дуже міцно. Вільних електронів або таких йонів, що могли б вільно рухатись, немає. Отже, кристал солі струму не проводить.

Якщо цю сіль розчинити у воді, то сили притягання між йонами слабшають і кристал розпадається на йони. Ці йони в розчині рухаються хаотично. Якщо в розчин занурити електроди, з'єднані з джерелом постійного струму, то рух йонів стає спрямованим. Позитивно заряджені йони Na^+ (катіони) рухаються до катода, а негативно заряджені йони Cl^- (аніони) — до анода.

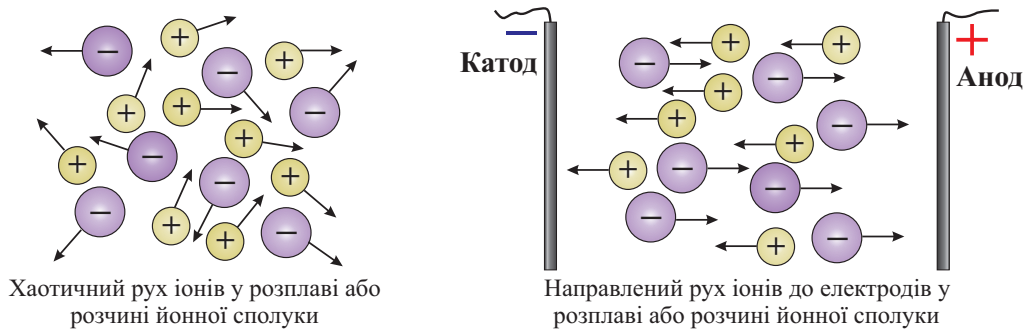


Рис. 8.3. Рух йонів у розчині (або розплаві) йонної сполуки

Дослід 3 показав, що водні розчини деяких молекулярних речовин, зокрема кислот, мають електричну провідність. Це відбувається тому, що значна частина молекул кислот у воді розпадається на йони.

Сполуки, розчини і розплави яких проводять електричний струм, називають електролітами.

До них належать сполуки з йонним або ковалентним полярним зв'язком.

Дослід 4 показав, що молекулярні речовини та їх водні розчини зазвичай електричного струму не проводять.

Сполуки, розчини і розплави яких не проводять електричний струм, називають неелектролітами.

Це речовини атомної чи молекулярної будови з неполярними ковалентними зв'язками: зріджені гази: кисень (O_2), водень (H_2), азот (N_2); а також сірка, фосфор, більшість органічних речовин тощо.

Назви йонів

У розчинах чи розплавах електролітів під впливом різниці потенціалів йони рухаються таким чином: позитивно заряджені йони (*катіони*) — до негативно зарядженого електрода (*катода*), а негативно заряджені йони (*аніони*) — до позитивно зарядженого електрода (*анода*):

Йони	прості	складні
катіони	K^+ , Fe^{3+} , Ba^{2+} , Cu^{2+} , H^+ , Zn^{2+} , Al^{3+} , Na^+	NH_4^+
аніони	S^{2-} , F^- , Cl^-	CO_3^{2-} , SO_4^{2-} , NO_3^- , PO_4^{3-} , SiO_3^{2-}

Табл. 8.1. Назви катіонів та аніонів

Назви катіонів	Назви аніонів	
	простих	складних
K^+ — йон Калію, катіон Калію	Cl^- — йон Хлору, аніон Хлору, хлорид-іон	SO_4^{2-} — сульфат-іон
Ba^{2+} — йон Барію, катіон Барію	S^{2-} — йон Сульфуру, аніон Сульфуру, сульфід-іон	NO_3^- — нітрат-іон
Fe^{3+} — йон Феруму(III), катіон Феруму(III)	Br^- — йон Бромю, аніон Бромю, бромід-іон	OH^- — гідроксид-іон
Mn^{2+} — йон Мангану(II), катіон Мангану(II)	O^{2-} — йон Оксигену, аніон Оксигену	CO_3^{2-} — карбонат-іон
Li^+ — йон Літію, катіон Літію	H^- — йон Гідрогену, аніон Гідрогену, гідрид-іон	PO_4^{3-} — ортофосфат-іон

Більшість катіонів належить до простих. Вони утворені металічними елементами, а також Гідрогеном. Їх назва складається із двох слів: перше слово — *йон* або *катіон*, а друге — назва елемента в родовому відмінку.

Для утворення назв простих аніонів першим записують слово *йон* або *аніон*, а потім додають назву елемента в родовому відмінку. Або використовують інший спосіб формування назви йона: перше слово назви — це корінь назви елемента, до якого додають суфікс *-ид* або *-ід*, а друге слово — *іон*, яке записують через дефіс. Назви складних аніонів формують від хімічних назв відповідних кислот.



Підсумки

1. Речовини, водні розчини і розплави яких проводять електричний струм, називають електролітами.
2. До електролітів належать солі, кислоти, основи. Ці речовини мають йонну будову або містять сильно полярні ковалентні зв'язки.

3. Неелектролітами називають речовини, розчини або розплави яких не проводять електричного струму.

4. До неелектролітів належать зріджені гази (кисень, водень, азот), більшість органічних речовин.

5. Катіони в розчині (розплаві) рухаються до катода, аніони — до анода.



Контрольні запитання

1. Які речовини називають електролітами? Наведіть приклади.
2. Які речовини називають неелектролітами? Наведіть приклади.
3. Які хімічні зв'язки характерні для електролітів?
4. Які хімічні зв'язки характерні для неелектролітів?
5. Чи проводить струм дистильована вода?
6. Який електрод називають катодом?
7. Як експериментально довести, що органічна речовина крохмаль є неелектролітом?
8. Чи проводить електричний струм морська вода? Чому?
9. До якого електрода — позитивно чи негативно зарядженого — рухатимуться катіони Ba^{2+} , K^+ , Cu^{2+} , Mn^{2+} ?
10. До якого електрода — позитивно чи негативно зарядженого — рухатимуться аніони SO_4^{2-} , PO_4^{3-} , Br^- ?
11. Яка природа електричного струму в алюмінії та у водному розчині алюміній хлориду?



Вправи та задачі

1. Які з наведених рідин проводять електричний струм: етиловий спирт, розчин глюкози в дистильованій воді, розчин глюкози у водопровідній воді, водний розчин калій гідроксиду, водний розчин магній сульфату, розплав натрій гідроксиду?
2. Які з наведених йонів зараховують до катіонів, а які — до аніонів: Pb^{2+} , MnO_4^+ , PO_4^{3-} , Cs^+ , Ag^+ , ClO_4^- , F^- , Ra^{2+} , NO_3^- ?
3. Назвіть йони: Zn^{2+} , Cu^+ , Cu^{2+} , F^- , I^- , CO_3^{2-} , NO_3^- , SiO_3^{2-} , SO_3^{2-} , S^{2-} .
4. Обчисліть масу купрум(II) нітрату тригідрату $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, необхідну для приготування 564 г розчину з масовою часткою $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ 20 %.
5. Обчисліть молярні маси карбонат-іона, ортофосфат-іона та нітрат-іона.
6. Обчисліть масову частку Оксигену в ортофосфат-іоні.
7. У розчині, одержаному внаслідок розчинення порції мідного купоросу $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ в 150 мл води, виявили 19,2 г сульфат-іонів. Обчисліть масову частку купрум(II) сульфату в приготовленому розчині.

§ 9. Явище електролітичної дисоціації

Ознайомившись із матеріалом параграфа, ви:

- дізнаєтесь про електролітичну дисоціацію;
- зрозумієте, як утворюються йони;
- навчитеся проводити розрахунки за рівняннями дисоціації електроліту.

Для пояснення електропровідності розчинів електролітів С. Аррєніус і В. Оствальд створили класичну теорію електролітичної дисоціації (1887 р.). Пізніше її доповнили І. О. Каблуків і В. О. Кістяківський, які, використовуючи хімічну теорію розчинів Д. І. Менделєєва, довели, що розпад речовин у розчині на йони — це не лише фізичний, а й хімічний процес.

Розкладання речовини на йони під час її розчинення або розплавлення називають електролітичною дисоціацією.



Сванте Август Аррєніус
(1859–1927)

шведський фізико-хімік, академік Королівської академії наук Швеції, почесний академік академії наук багатьох інших країн. Один із засновників фізичної хімії.

Зробив вагомий внесок у дослідження розчинів і хімічних реакцій. Автор багатьох наукових праць із хімії, біології, фізики, геології. Разом з В. Оствальдом створив теорію електролітичної дисоціації. Нобелівський лауреат з хімії (1903). Висловив гіпотезу про парниковий ефект. Увів поняття «енергія активації».

Механізм електролітичної дисоціації речовин з йонним зв'язком

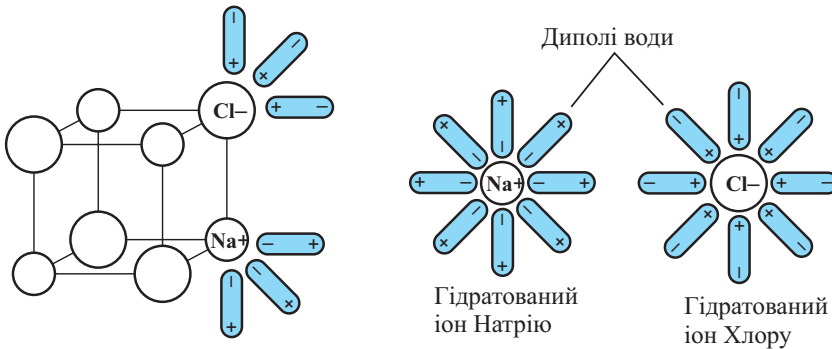


Рис. 9.1. Утворення йонів у водному розчині з кристалу NaCl

Під час розчинення у воді йонних сполук, наприклад NaCl, дипольні молекули води $\oplus \ominus$ розташовуються навколо йонів Na^+ і Cl^- . Позитивно заряджені полюси молекули води притягуються до аніона Cl^- , а негативно заряджені — до катіона Na^+ . Це призводить до ослаблення зв'язків між позитивно й негативно зарядженими йонами, які містяться на поверхні кристалу. Кристалічні ґратки руйнуються, а йони переходять у розчин.

У розчині вони перебувають не у вільному стані, а в сполучені з молекулами води, тобто є гідратованими.

Рівняння електролітичної дисоціації бінарного електроліту КА йонної будови записують:



Зауважмо, що дисоціація йонних сполук у водному розчині відбувається повністю. Так дисоціюють розчинні у воді солі й луги.

Механізм електролітичної дисоціації речовин молекулярної будови



Вільгельм Оствальд
(1853–1932)

німецький фізико-хімік. Один зі співавторів (разом зі Сванте Арреніусом) теорії електролітичної дисоціації. Цій темі присвячено його основні наукові праці. Також вивчав хімічну кінетику і каталіз. За ці роботи 1909 року став лауреатом Нобелівської премії з хімії. Разом з Я. Вант-Гоффом заснував «Журнал фізичної хімії» (1887).

Під час розчинення у воді речовин з полярним ковалентним зв'язком (наприклад, гідроген хлориду) відбувається взаємодія полярних молекул електроліту з дипольними молекулами води. Унаслідок цього змінюється характер зв'язку в молекулі HCl: зв'язок стає ще більш полярним, а потім (під впливом диполів води) перетворюється на йонний. Результатом процесу дисоціації електроліту є розрив молекул і утворення в розчині гідратованих йонів H^+ і Cl^- :

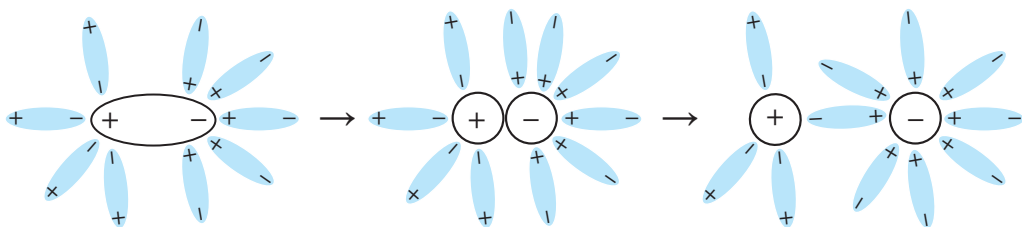


Рис. 9.2. Утворення йонів з молекули HCl у водному розчині

Для речовин молекулярної будови (зокрема кислот) рівняння електролітичної дисоціації матиме вигляд:



Дисоціацію електролітів хоча й виражають рівняннями, але деяка частина йонів K^+ і A^- , які є в розчині електроліту, може знову сполучатися в молекули.

Під час повної дисоціації 1 моль речовини КА молекулярної будови утворюється 1 моль йонів K^+ і 1 моль йонів A^- .

Знак оборотності підкреслює одночасність перебігу двох процесів: дисоціації (справа наліво) та асоціації (зліва направо). Обидва процеси за умов незмінної концентрації розчину й температури відбуваються з однаковою швидкістю. Тому загальна кількість молекул і йонів у розчині не змінюється.

Зауважмо, що загальна сума зарядів катіонів дорівнює загальній сумі зарядів аніонів, а отже, розчини електролітів є електронейтральними.

Властивості йонів

Йони за фізичними та хімічними властивостями відрізняються від нейтральних атомів. Наприклад, гідратовані йони Na^+ і Cl^- не мають кольору, запаху, не є отруйними, з водою не взаємодіють. У той же час натрій — один з найактивніших металів, бурхливо реагує з водою; хлор — це газ жовто-зеленого кольору, один з найактивніших неметалів, отруйний.

Різні властивості атомів і йонів того самого елемента пов'язані з різною електронною будовою цих частинок.

Атом Натрію містить 11 електронів, має три електронні шари, у зовнішньому енергетичному шарі перебуває один електрон. Йон Na^+ має 10 електронів, які розміщуються у двох електронних шарах, зовнішній енергетичний шар є завершеним. Тобто це електронна конфігурація інертного елемента.



**Володимир
Олександрович
Кістяківський**
(1865–1952)

український і радянський хімік. Член Академії наук УРСР і СРСР. Запропонував уявлення про сольватацію йонів, використовуючи хімічну теорію розчинів Д. І. Менделєєва. Один з корифеїв електрохімії, у якій вивів низку фундаментальних закономірностей. Вивчав електрохімію металів. Розробив плівкову теорію корозії. Створив паливну комірку (електрохімічний генератор).

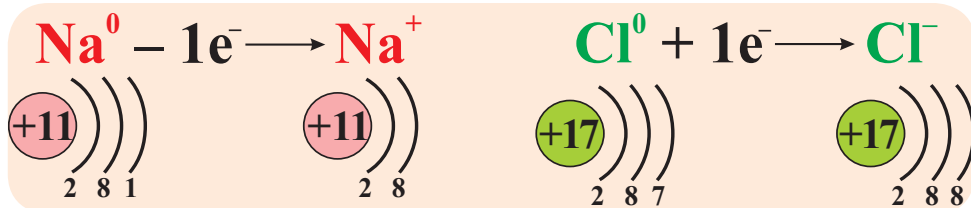


Рис. 9.3. Утворення йонів Натрію та Хлору

Йони можуть мати різне забарвлення. Так, йон MnO_4^- має малиновий колір, CrO_4^{2-} — жовтий, Cl^- , K^+ — безбарвні, а тому розчини солей KMnO_4 , K_2CrO_4 мають відповідне забарвлення, а розчин KCl є безбарвним.

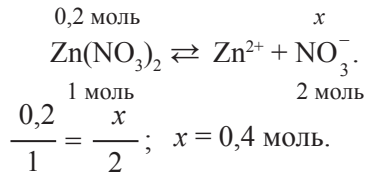
Зазначимо, що гідратовані й негідратовані (в розплаві) йони *s*- і *p*-елементів зазвичай кольору не мають (H^+ , Na^+ , Ba^{2+} , Al^{3+} , Ca^{2+}). Йони деяких *d*-елементів мають забарвлення: гідратовані йони Cu^{2+} — синього кольору.

За рівняннями електролітичної дисоціації можна проводити обчислення.

Задача 1. Обчисліть масу нітрат-іонів у розчині цинк нітрату, на приготування якого витратили 0,2 моль $Zn(NO_3)_2$.

Дано: $n(Zn(NO_3)_2) = 0,2$ моль	Розв'язання
$m(NO_3^-) = ?$	1. Під час дисоціації 1 моль цинк нітрату утворюється 1 моль йонів Zn^{2+} і 2 моль нітрат-іонів NO_3^- : $Zn(NO_3)_2 = Zn^{2+} + 2NO_3^-$.

2. За рівнянням обчислимо кількість речовини нітрат-іонів, що утворяться в розчині солі:



3. Обчислимо масу нітрат-іонів у розчині, скориставшись формулою:

$$n(NO_3^-) = \frac{m(NO_3^-)}{M(NO_3^-)}$$

Обчислимо молярну масу нітрат-іона:

$$M(NO_3^-) = 14 + 16 \cdot 3 = 62 \text{ (г/моль)}.$$

Тоді: $m(NO_3^-) = n(NO_3^-) \cdot M(NO_3^-) = 0,4 \text{ моль} \cdot 62 \text{ г/моль} = 24,8 \text{ г}$.

Відповідь: $m(NO_3^-) = 24,8 \text{ г}$.

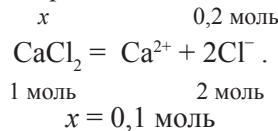
Задача 2. У розчині $CaCl_2$ виявили 7,1 г хлорид-іонів Cl^- . Обчисліть масу кальцій хлориду, яку використали для приготування розчину.

Дано: $m(Cl^-) = 7,1$ г	Розв'язання
$m(CaCl_2) = ?$	1. Запишемо рівняння електролітичної дисоціації кальцій хлориду: $CaCl_2 = Ca^{2+} + 2Cl^-$.

2. Обчислимо кількість речовини хлорид-іонів у розчині ($M(Cl^-) = 35,5$ г/моль):

$$n(Cl^-) = \frac{m(Cl^-)}{M(Cl^-)} = \frac{7,1}{35,5} = 0,2 \text{ (моль)}.$$

3. Проведемо обчислення за рівнянням дисоціації:



4. Обчислимо масу кальцій хлориду, якщо $M(CaCl_2) = 111$ г/моль:

$$n(CaCl_2) = \frac{m(CaCl_2)}{M(CaCl_2)};$$

$$m(CaCl_2) = n(CaCl_2) \cdot M(CaCl_2) = 0,1 \cdot 111 = 11,1 \text{ (г)}.$$

Відповідь: $m(CaCl_2) = 11,1 \text{ г}$.



Рис. 9.4. Забарвлення розчинів деякими солями:

a — $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$; *б* — $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; *в* — K_2CrO_4 ; *з* — NiCl_2 ; *г* — CuSO_4 ; *д* — KMnO_4 .



Підсумки

1. Розкладання речовини на йони під час її розчинення або розплавлення називають електролітичною дисоціацією.
2. Під час розчинення у воді йонної сполуки (солі, лугу) йони переходять із твердого стану в розчин під впливом дипольних молекул води.
3. Електролітична дисоціація деяких молекулярних речовин (наприклад, кислоти) відбувається як результат взаємодії полярних молекул води з полярною молекулою кислоти, що приводить до перетворення зв'язку на йонний та появи в розчині позитивно і негативно заряджених йонів.



Контрольні запитання

1. Який процес називають електролітичною дисоціацією?
2. Як відбувається дисоціація речовин з йонним типом зв'язку?
3. Як відбувається дисоціація речовин з сильно полярним ковалентним зв'язком?
4. Чим пояснюється різниця у властивостях йонів і атомів того самого елемента?
5. Що таке йони?
6. Які йони називають катіонами, а які — аніонами? Наведіть приклади.
7. Наведіть приклад простих і складних йонів. За якою ознакою їх так поділяють?
8. У чому полягає суть процесу асоціації йонів?



Вправи та задачі

1. Напишіть формули електролітів, у водному розчині яких містяться йони: а) Mn^{2+} і Cl^- ; б) Ba^{2+} і NO_3^- ; в) Na^+ і MnO_4^- ; г) K^+ і S^{2-} .
2. Напишіть схему утворення гідратованих йонів у водному розчині гідроген броміду.
3. Обчисліть кількість аніонів у ненасиченому водному розчині алюмінію сульфату, для приготування якого використали 0,5 моль солі.

4. Обчисліть масу карбонат-іонів у розчині калій карбонату, на приготування якого витратили 0,05 моль K_2CO_3 . Вважати, що сіль повністю розпалась на йони.

5. У розчині алюміній сульфату виявили 6,75 г йонів Al^{3+} . Обчисліть масу сульфат-іонів у цьому розчині.

§ 10. Електролітична дисоціація кислот, основ і солей у водних розчинах

Ознайомившись із матеріалом параграфа, ви:

- дізнаєтесь, як дисоціюють кислоти;
- довідаєтесь, які йони утворюються під час дисоціації основ і солей;
- дізнаєтесь, як правильно називати йони.

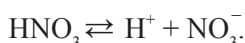
Дисоціація кислот

Пригадаймо, що у випадку написання рівнянь електролітичної дисоціації солей та лугів (речовин йонної будови) ліву і праву частини рівняння розділяють знаком « \rightleftharpoons », а під час написання рівнянь для кислот (речовин молекулярної будови) ліву і праву частини рівняння розділяють знаком \rightleftharpoons .

Розчинні у воді кислоти дисоціюють на катіони Гідрогену H^+ та аніони кислотних залишків. Наприклад, рівняння електролітичної дисоціації гідроген хлориду у водному розчині має вигляд:



Дисоціація нітратної кислоти відбувається за рівнянням:



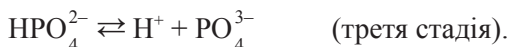
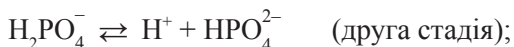
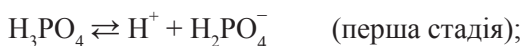
Дисоціація багатоосновних кислот має ступінчастий характер. Вона відбувається в кілька стадій з послідовним відщепленням кожного йона Гідрогену. Розгляньмо ступінчасту дисоціацію сульфатної кислоти:

- спочатку відщеплюється один йон H^+ :
 $H_2SO_4 \rightleftharpoons H^+ + HSO_4^-$ (перша стадія дисоціації);
- на другому етапі від йона гідрогенсульфату HSO_4^- відщеплюється ще один йон H^+ : $HSO_4^- \rightleftharpoons H^+ + SO_4^{2-}$ (друга стадія дисоціації).

Сумарне рівняння дисоціації: $H_2SO_4 \rightleftharpoons 2H^+ + SO_4^{2-}$.

Пам'ятаймо: заряд у лівій частині рівняння дорівнює сумі зарядів йонів у правій частині.

Дисоціація трьохосновної ортофосфатної кислоти відбувається у три стадії:



На кожній стадії дисоціює лише частина молекул. А тому у водному розчині ортофосфатної кислоти наявні молекули води, молекули H_3PO_4 та чотири типи йонів:



Наявність йонів H^+ у водних розчинах кислот зумовлює спільні хімічні властивості кислот. Дослідімо дію кислот на індикатор, використавши для цього універсальний індикаторний папірець.

Лабораторний дослід 1 (перша частина)

Виявлення йонів Гідрогену у водних розчинах кислот за допомогою індикатора.

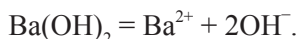
У двох пробірках містяться розведені кислоти: хлоридна HCl і сульфатна H_2SO_4 . Нанесіть за допомогою скляної палички краплю розчину з кожної пробірки на універсальний індикаторний папірець. Що спостерігаєте? Чи однакові зміни відбулися на кожному з папірців? Зробіть висновок, чи можна за допомогою індикатора довести наявність конкретної кислоти в пробірці.

Кислоти — це електроліти, які у водних розчинах дисоціюють з утворенням катіонів одного типу — йонів Гідрогену H^+ :



Дисоціація основ

У водних розчинах лугів містяться катіони металічного елемента та аніони гідроксильної групи. Рівняння електролітичної дисоціації калій гідроксиду та барій гідроксиду мають такий вигляд:



Зауважмо, що багатокислотні луги завжди дисоціюють в одну стадію.

Основи — це електроліти, які під час дисоціації утворюють один тип аніонів — гідроксид-іони OH^- :



Наявність гідроксид-іонів у водних розчинах лугів зумовлює спільні властивості основ. Усі луги діють однаково на певний індикатор. Переконаймося в цьому експериментально.

Лабораторний дослід 1 (друга частина)

Виявлення гідроксид-іонів у водних розчинах лугів.

У двох пробірках містяться розбавлені розчини натрій гідроксиду NaOH і барій гідроксиду $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

1. За допомогою скляної палички нанесіть краплю розчину з кожної пробірки на смужку універсального індикаторного папірця. Що спостерігаєте? Порівняйте зміну кольору папірця в обох випадках.

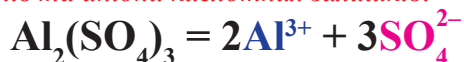
2. Кілька крапель індикатора фенолфталеїну внесіть у пробірки з лугами. Що спостерігаєте? Як змінюється колір розчину? Чи можна, користуючись індикатором, розпізнати, у якій із двох пробірок міститься NaOH, а в якій — Ba(OH)₂?

Наявність гідроксид-іонів зумовила однакову дію на універсальний індикаторний папірець, який став синьо-зеленим, і на фенолфталеїн, який набув малинового кольору. Пригадаймо, як змінюються кольори інших індикаторів у лужному середовищі: метилоранж стає жовтим, а лакмус — синім.

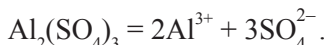
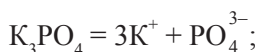
Пам'ятаймо: лужне середовище зумовлюють наявні в розчині гідроксид-іони OH⁻, а кислотне середовище — катіони Гідрогену H⁺.

Дисоціація солей

Солі — це електроліти, які дисоціюють у розчинах або розплавах на катіони металічних елементів та аніони кислотних залишків:



Електролітичну дисоціацію калій хлориду, калій ортофосфату та алюміній сульфату відобразимо за допомогою хімічних рівнянь:

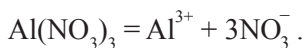


Нагадаємо, що сума зарядів позитивно і негативно заряджених йонів, які утворюються в результаті дисоціації, завжди дорівнює нулю. Отже, водні розчини солей містять йони, з яких складаються ці речовини.

Запишемо рівняння електролітичних дисоціацій кальцій хлориду, алюміній нітрату та прокоментуємо їх. Під час дисоціації однієї формульної одиниці кальцій хлориду утворюється один йон Ca²⁺ і два йони Cl⁻:



З рівняння дисоціації алюміній нітрату видно, що під час дисоціації 1 моль солі утворюється 1 моль йонів Al³⁺ і 3 моль нітрат-іонів NO₃⁻:



Підсумки

1. Розпад речовини на йони під час її розчинення або розплавлення називають електролітичною дисоціацією.

2. Під час розчинення у воді йонної сполуки йони переходять з кристалу в розчин. Так дисоціюють луги, солі.

3. Електролітична дисоціація молекулярних речовин відбувається внаслідок розпаду молекул на йони під впливом дипольних молекул води.

4. Кислоти — це електроліти, що дисоціюють з утворенням катіонів Гідрогену та йонів кислотного залишку. Дисоціація багатоосновних кислот відбувається в кілька стадій.

5. Основи — це електроліти, що дисоціюють з утворенням катіонів металічного елемента (або NH_4^+) та гідроксид-іонів OH^- .

6. Солі — це електроліти, які дисоціюють на катіони металічних елементів та аніони кислотних залишків.

7. Катіони H^+ утворюють у розчинах кислот кислотне середовище, а аніони OH^- (гідроксид-іони) у розчинах лугів — лужне середовище. Довести наявність певного середовища в розчині можна за допомогою кислотно-лужних індикаторів.

8. За допомогою індикатора можна виявити у водному розчині йони H^+ (OH^-), але не певну кислоту (луг).



Контрольні запитання

1. Дайте визначення кислоти як електроліту. Чому кислоти мають спільні властивості?

2. Що таке основи з погляду теорії електролітичної дисоціації? Чому луги мають спільні властивості?

3. Дайте визначення солі як електроліту.

4. Які однакові йони наявні у водних розчинах калій гідроксиду і калій карбонату? Відповідь аргументуйте.

5. Як експериментально довести наявність лужного або кислотного середовища у водному розчині?

6. Назвіть йони, які є однаковими в розчинах: а) калій сульфату і сульфатної кислоти; б) натрій сульфату і сульфатної кислоти.



Вправи та задачі

1. Напишіть рівняння електролітичної дисоціації таких електролітів:

а) алюміній хлориду; б) калій силікату; в) барій нітрату; г) магній сульфату; г) сульфатної кислоти; д) калій ортофосфату; е) натрій сульфід.

2. Із запропонованого переліку виберіть речовини, які майже не дисоціюють у водному розчині, і запишіть їх формули: цинк сульфат, барій сульфат, купрум(II) хлорид, купрум(II) сульфід, аргентум(I) нітрат, аргентум(I) ортофосфат, аргентум(I) хлорид, купрум(II) гідроксид, хром(III) гідроксид. Відповідь поясніть. Для сполук, які дисоціюють, запишіть рівняння електролітичної дисоціації.

3. Напишіть формули електролітів, у водних розчинах яких містяться йони:

а) Mn^{2+} і Cl^- ; б) Al^{3+} і NO_3^- ; в) Ca^{2+} і NO_3^- ; г) Al^{3+} і SO_4^{2-} ; р) K^+ і CO_3^{2-} ; д) Ba^{2+} і OH^- ; е) K^+ і S^{2-} .

4. У розчині виявили йони: а) S^{2-} , CO_3^{2-} , Na^+ , Br^- , OH^- ; б) H^+ , SO_4^{2-} , K^+ , Cu^{2+} . Складіть формули речовин, які ймовірно використали для приготування цього розчину. Відповідь підтвердіть написанням рівнянь електролітичної дисоціації відповідних речовин.

5. У 200 мл води розчинили 0,5 моль кальцій хлориду CaCl_2 . Сіль повністю продисоціювала. Обчисліть масову частку хлорид-іонів в одержаному розчині.

6. Які з кислот — H_2S , H_2SO_3 , HNO_2 , HClO_4 — дисоціюють ступінчасто? Напишіть рівняння електролітичної дисоціації з урахуванням усіх стадій.

7. У 500 г води розчинили 0,8 моль цинк сульфату і 0,2 моль алюміній сульфату. Обчисліть масову частку сульфат-іонів у розчині за умови, що солі повністю продисоціювали.

8*. Унаслідок повної дисоціації 34,8 г солі, формула якої Me_2SO_4 , у розчині виявили 0,2 моль сульфат-іонів. Визначте сіль, яку використали для розчинення.

9*. У розчині солі, для приготування якого витратили 48,4 г $\text{Me}(\text{NO}_3)_3$, виявили 37,2 г нітрат-іонів. Установіть формулу нітрату. Вважатимемо, що сіль повністю продисоціювала.

§ 11. Ступінь електролітичної дисоціації. Сильні і слабкі електроліти. рН розчину

Ознайомившись із матеріалом параграфа, ви:

- зрозумієте зміст поняття «ступінь електролітичної дисоціації»;
- дізнаєтесь про класифікацію електролітів, дисоціацію води та водневий показник.

У водних розчинах одні електроліти розпадаються на йони повністю, а інші — частково, тобто частина їх молекул залишається в розчині недисоційованою. Це перш за все стосується речовин, які мають молекулярну будову. У цьому разі для кількісної оцінки процесу дисоціації використовують величину, яку називають ступенем електролітичної дисоціації.

Ступінь електролітичної дисоціації — це відношення кількості молекул (формульних одиниць) електроліту, які розпались на йони, до загальної кількості його молекул (формульних одиниць), які помістили в розчин.

Позначають грецькою літерою α (читається «альфа») і обчислюють як частку від одиниці або у відсотках. Запишемо формули для обчислення ступеня дисоціації:

$$\alpha(X) = \frac{N(X) \text{ дисоц.}}{N(X) \text{ загал.}} \quad \text{I}$$

або для обчислення ступеня дисоціації у відсотках використаємо таку формулу:

$$\alpha(X) = \frac{N(X) \text{ дисоц.}}{N(X) \text{ загал.}} \cdot 100 \% \quad \text{II}$$

де X — формульна одиниця електроліту;

$N(X)$ дисоц. — кількість молекул електроліту X , які розпались на йони;

$N(X)$ загал. — кількість молекул електроліту X , які помістили у воду.

Із формули (I) видно, що α може змінюватися від нуля до одиниці.

$$0 \leq \alpha \leq 1 \quad \text{або} \quad 0 \% \leq \alpha \leq 100 \%$$

У виразах (I) і (II) кількість молекул можна замінити на кількість речовини:

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

де $n(X)$ дисоц. — кількість речовини електроліту, яка продисоціювала;

$n(X)$ загал. — кількість речовини електроліту, використаного для приготування його розчину.

Проаналізуймо зміст α на конкретному прикладі: якщо $\alpha(\text{HF}) = 30 \%$, то це означає, що 30 % молекул речовини перебуває в розчині в дисоційованому стані, відповідно 70 % молекул залишаються недисоційованими.

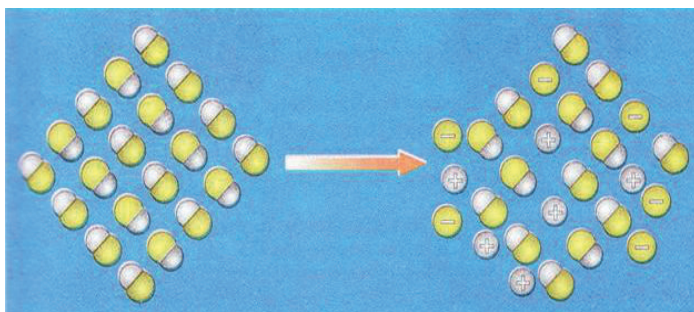


Рис. 11.1. Ступінь дисоціації флуоридної кислоти

Сильні та слабкі електроліти

Залежно від ступеня дисоціації електроліти поділяють на сильні й слабкі.

Сильні електроліти — це такі електроліти, які у водних розчинах повністю (або майже повністю) дисоціюють на йони. Ступінь їх дисоціації практично дорівнює 1 (100 %) і не залежить від концентрації речовини.

До сильних електролітів належать:

- 1) розчинні у воді солі;
- 2) луги;
- 3) низка кислот: HNO_3 , H_2SO_4 , HBr , HI , HCl , HClO_4 , HMnO_4 .

Слабкі електроліти — це електроліти, які у водних розчинах дисоціюють на йони не повністю, тобто ступінь їх дисоціації значно менший за 1 (менший за 100 %).

Дисоціація відбувається не повною мірою, а тому в розчині слабого електроліту містяться не лише йони, а й молекули електроліту.

Багатоосновні кислоти дисоціюють ступінчасто в кілька стадій. Кожна стадія характеризується своїм ступенем дисоціації. Наприклад, для ступінчастої дисоціації H_3AsO_4 можна записати три рівняння дисоціації:



Позначимо ступінь дисоціації на першій стадії α_1 , на другій — α_2 , на третій — α_3 . Кислота завжди дисоціює за першою стадією повніше, ніж за другою, за другою — повніше, ніж за третьою, тобто $\alpha_1 > \alpha_2 > \alpha_3$. Це пояснюється тим, що енергія, потрібна для відриву йона H^+ від нейтральної молекули, мінімальна і зростає під час дисоціації на кожній наступній стадії.

До слабких електролітів належать:

- 1) слабкі та середньої сили кислоти: H_2CO_3 , H_2S , H_2SO_3 , H_2SiO_3 , HNO_2 , HF ;
- 2) нерозчинні й малорозчинні у воді основи (утворені *p*-, *d*- і *f*-елементами), амоній гідроксиду NH_4OH ;
- 3) майже всі органічні кислоти;
- 4) вода.

Дисоціація води. Поняття про водневий показник

Дисоціацію води описують рівнянням: $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$.

Вода — дуже слабкий електроліт: за температури 25 °С (стандартні умови) лише одна молекула води з 555 мільйонів розпадається на йони:

$\alpha(\text{H}_2\text{O}) = \frac{1}{555\,000\,000} = 1,8 \cdot 10^{-9}$. Таким чином, ступінь дисоціації води становить $1,8 \cdot 10^{-9}$. Якщо взяти 1 л (1000 мл) води, то нескладно обчислити її масу:

$$\rho(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{V(\text{H}_2\text{O})}; \text{ оскільки } \rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/мл, то } m(\text{H}_2\text{O}) = \rho(\text{H}_2\text{O}) \cdot V(\text{H}_2\text{O}).$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/мл} \cdot 1000 \text{ мл} = 1000 \text{ г.}$$

$$\text{Визначаємо кількість речовини води: } n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{1000}{18} = 55,56 \text{ (моль).}$$

Обчислимо кількість речовини води, яка дисоціює:

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 1,8 \cdot 10^{-9} \cdot 55,56 = 10^{-7} \text{ моль.}$$

Це означає, що в 1 л води міститься 10^{-7} моль йонів H^+ і 10^{-7} моль йонів OH^- .

Про воду кажуть, що вона має нейтральну реакцію.

Розчини, у яких вміст йонів H^+ і OH^- є однаковим, називають нейтральними.

Якщо до води додати лугу, кількість йонів OH^- збільшиться; кажуть, що розчин став лужним.

Розчини, у яких вміст йонів H^+ менший, ніж вміст гідроксид-іонів, називають лужними.

Якщо до води додати кислоти, кількість йонів H^+ збільшиться; кажуть, що розчин став кислотним.

Розчини, у яких вміст йонів H^+ перевищує вміст гідроксид-іонів OH^- , називають кислотними.

Лабораторний дослід 2

Установлення приблизного значення рН води, лужних і кислих розчинів (натрій гідроксиду, хлоридної кислоти).

Останніми роками до складу косметичних кремів вводять різні речовини, що впливають на кислотність кремів. Кислі й лужні креми мають негативний вплив на шкіру. В емульсійних косметичних кремах типу олія/вода вміст води, що є дисперсійним середовищем, становить 70–90 %. Кількість жирної фази (олії чи жироподібної речовини) обмежена 10–30 %. Такі засоби не залишають жирного сліду на шкірі, легко видаляються, змиваються водою. Дослідіть зразок крему, шампуню, який видав вам учитель, за допомогою універсального індикаторного папірця.

Лабораторний дослід 3

Дослідження рН харчової і косметичної продукції (кефіру, яблучного соку, крему для рук, шампуню).

У пробірках міститься невелика кількість води, розчину натрій гідроксиду, хлоридної кислоти.

1. За допомогою скляної палички нанесіть краплю рідини з кожної пробірки на смужку універсального індикаторного папірця. Що спостерігаєте?

2. Нанесіть на смужку універсального індикаторного папірця невелику кількість кефіру, яблучного соку, крему для рук чи шампуню. Що спостерігаєте?



Для тих, хто хоче знати хімію глибше

У хімії часто використовують молярну концентрацію (C), яка визначається відношенням кількості речовини розчиненої сполуки в 1 л розчину і вимірюється в моль/л. За рівнянням дисоціації води обчислимо молярну концентрацію йонів H^+ та OH^- у воді: $C(\text{H}^+) = C(\text{OH}^-) = 10^{-7} : 1 = 10^{-7}$ (моль/л).

Концентрація йонів Гідрогену $[\text{H}^+]$ в розчині є мірою кислотності середовища. У чистій воді й нейтральних розчинах за температури 25 °С концентрація становить 10^{-7} моль/л. Для зручності її виражають через водневий показник рН; читається «пе аш» (від лат. *potentia hydrogeni* — сила водню).

Якщо концентрація йонів H^+ в розчині становить 10^{-1} моль/л, тобто 0,1 моль/л, то рН = 1. У нейтральних розчинах рН = 7, у кислотних — рН < 7, у лужних — рН > 7. Кислотність розчинів можна визначати приблизно за допомогою кислотно-лужних індикаторів або точно — за допомогою приладу *pH-метра*.

Індикаторний метод ґрунтується на тому, що деякі індикатори (органічні речовини-барвники) змінюють своє забарвлення за різних значень рН.

Наведені індикатори змінюють своє забарвлення в малому інтервалі рН, який називають *інтервалом переходу рН*:

Індикатор	Інтервал рН переходу	Забарвлення в середовищі:	
		лужному	кислому
метиловий оранжевий	3,1–4,4	жовте	рожеве
лакмус	5–8	синє	червоне
фенолфталеїн	8,2–10	малинове	безбарвний

Табл. 11.1. Концентрації іонів H^+ і значення рН

Концентрація йонів H^+ (моль/л)	Значення рН	Середовище
10^0	0	сильнокислотне
10^{-1}	1	
10^{-2}	2	
10^{-3}	3	
10^{-4}	4	слабокислотне
10^{-5}	5	
10^{-6}	6	
10^{-7}	7	нейтральне
10^{-8}	8	слаболужне
10^{-9}	9	
10^{-10}	10	
10^{-11}	11	сильнолужне
10^{-12}	12	
10^{-13}	13	
10^{-14}	14	

Є універсальні індикатори, за допомогою яких можна встановити значення рН в широкому діапазоні (1–12) з точністю до 1. Для кожного універсального індикатора характерна своя еталонна кольорова шкала. Під час дослідження смужку універсального індикаторного паперу змочують у досліджуваному розчині і, поклавши на білу поверхню, що не вбирає вологи, швидко порівнюють колір смужки з еталонною шкалою.

Універсальні індикатори — слабкі органічні кислоти або основи, що становлять супряжену пару, кислотна та основна форма яких розрізняється за кольором. Зміна забарвлення цих індикаторів пов'язана зі зміною структури їх молекул у зв'язку з віддачею чи приєднанням іонів H^+ .

Визначення кислотності середовища має важливе практичне значення в хімії, біології, медицині, харчовій промисловості, сільському господарстві.



Кислотне середовище Нейтральне Лужне середовище

Рис. 11.2. Приклад еталонної кольорової шкали універсального індикатора

Так, ґрунтознавцям обов'язково потрібно знати рН ґрунтів, щоб правильно здійснювати комплекс агрохімічних заходів для вирощування високих урожаїв. Фізіологам іноді важливо знати рН крові, шлункового соку, інших біологічних рідин і тканин. Зазвичай більшість промислових, хімічних і біологічних процесів відбувається за певних значень рН розчину.

Табл. 11.2. Значення кислотності розчинів деяких речовин і природних рідин

Рідина (тканина) людського організму, речовина	рН
шлунковий сік	0,86–8,3
лимонний сік	2,2
столовий оцет	2,9
яблучний сік	3,0
томатний сік	4,1
апельсиновий сік	4,3
кава чорна	5,0
шкіра людини (епідерміс)	5–6
чай	5,5
шампунь	5,5
питна вода	6,5–8,5
молоко коров'яче свіже	6,7
слина людини	6,8–7,4
молоко грудне	6,9–7,5
дистильована вода (за температури 25 °С)	7
вміст тонкої кишки	7–8
сироватка крові	7,5
морська вода	8,0
розчин питної соди	8,4
вміст товстої кишки	8,5–9,0
туалетне мило	9,0–10,0
нашатирий спирт	11,2
хлорне вапно	12,5

Значення рН крові — це показник здоров'я та імунітету людини. У зв'язку з ослабленням імунітету розвиваються хвороби (серед них — онкологія).

Для того щоб контролювати стан свого здоров'я, потрібно регулярно робити дослідження крові на рН. Дуже важливо підтримувати кислотно-лужну рівновагу в організмі. Якщо вона порушується, то людина починає хворіти, раніше старіти. Рівень рН крові вважають нормальним, якщо він сягає значень від 7,35 до 7,45. Для дорослої людини норма приблизно 7,42. У разі зсуву рН на 0,2 розвивається коматозний стан, а на 0,3 — людина помирає.



Підсумки

1. Ступінь електролітичної дисоціації — це відношення кількості молекул електроліту, які розпались на йони, до загальної кількості його молекул, які помістили в розчин.
2. Залежно від ступеня електролітичної дисоціації електроліти поділяють на сильні та слабкі.
3. Сильні електроліти у водних розчинах повністю або майже повністю дисоціюють. Слабкі електроліти у водних розчинах дисоціюють частково.
4. У чистій воді й нейтральних розчинах за температури 25 °С концентрація йонів H^+ становить 10^{-7} моль/л. Для зручності її виражають через водневий показник рН; читається «пе аш» (від лат. *potentia hydrogeni* — сила водню).



Контрольні запитання

1. Що таке ступінь електролітичної дисоціації?
2. На які групи поділяють електроліти залежно від ступеня електролітичної дисоціації?
3. Запишіть формули для визначення ступеня дисоціації.
4. Які значення може мати ступінь дисоціації електроліту?
5. Який ступінь дисоціації має вода?
6. Які розчини називають нейтральними, кислотними, лужними? Наведіть приклади.
7. Яке значення рН відповідає нейтральному розчину?
8. Які значення рН має слабокислотне середовище?
9. Як за допомогою індикаторів можна визначити рН розчину?
10. Водневий показник водного розчину електроліту становить 5. Укажіть характер середовища.



Вправи та задачі

1. Значення рН розчину становить 11. Укажіть характер середовища.
2. Водневий показник розчину становить 10. Як зміниться колір фенолфталеїну в цьому розчині?

3. Наведіть приклади сполук, водні розчини яких можуть мати рН = 13.
4. Досліджуючи персиковий сік універсальним індикатором, виявили: значення рН = 3. Охарактеризуйте кислотність цього соку.
5. У 0,1 л води розчинили 0,02 моль ферум(III) сульфату. Обчисліть сумарну кількість речовини катіонів і аніонів, якщо відбулась повна дисоціація солі.
6. Воду, яка залишилась після прання милом, дослідили лакмусом. Виявили зміну кольору індикатора на синє. Яке середовище в цьому розчині?
7. У свіжоприготовленому яблучному соці метиловий оранжевий змінив своє забарвлення на рожеве. Охарактеризуйте кислотність приготовленого соку.

§ 12. Йонно-молекулярні рівняння

Ознайомившись із матеріалом параграфа, ви:

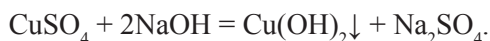
- дізнаєтесь, чим відрізняються йонно-молекулярні рівняння від молекулярних;
- навчитеся складати йонно-молекулярні рівняння за молекулярними і навпаки;
- дізнаєтесь, у яких випадках відбуваються реакції обміну між електролітами.

Складання йонно-молекулярних рівнянь

У рівнянні реакції, яка відбувається за участі електролітів, не відображено суті хімічного перетворення. Спробуймо з'ясувати, чому це так.

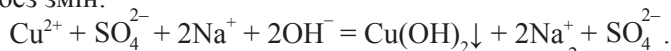
У розчинах електролітів унаслідок дисоціації містяться йони: позитивно й негативно заряджені, а в рівняннях реакцій ми пишемо формули речовин. З'ясуємо, що ж відбувається з йонами під час змішування розчинів електролітів, які взаємодіють.

Розгляньмо реакцію, яка відбувається, якщо до розчину купрум(II) сульфату додати розчин натрій гідроксиду. Запишемо рівняння цієї реакції:

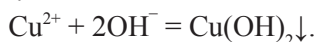


Розчин купрум(II) сульфату містить йони Cu^{2+} і сульфат-іони SO_4^{2-} , а розчин лугу — йони Na^+ та гідроксид-іони OH^- . Рівняння показує, що йони Cu^{2+} і OH^- сполучились, утворивши нерозчинну у воді основу — купрум(II) гідроксид, а йони Na^+ та SO_4^{2-} залишились у розчині незв'язаними, бо Na_2SO_4 — сильний електроліт.

Усе вищезазначене можна відобразити за допомогою рівняння, у якому замість формул електролітів записуємо формули йонів, на які вони продисоціювали, враховуючи індекси та коефіцієнти. Формули речовин, які не продисоціювали, переписуємо без змін:



В обох частинах одержаного рівняння є йони Na^+ та SO_4^{2-} , причому в однаковій кількості. Вилучивши їх, отримаємо компактне рівняння, яке передаватиме зміст хімічної взаємодії, що відбулася:



Таке рівняння називають *йонно-молекулярним рівнянням*.

Йонно-молекулярне рівняння — це рівняння, яке містить формули речовин і йонів та показує суть хімічної взаємодії речовин.

Так, йонно-молекулярне рівняння $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$ показує, що під час хімічного перетворення взаємодіяли йони Cu^{2+} та OH^- , утворивши нерозчинну основу купрум(II) гідроксид — $\text{Cu}(\text{OH})_2$.

Рекомендації щодо складання йонно-молекулярних рівнянь реакцій

1. Запишіть молекулярне хімічне рівняння; перевірте, чи правильно записано всі формули й дібрано коефіцієнти.

2. Користуючись таблицею розчинності, визначте, які реагенти і продукти реакції розчиняються у воді, а які — ні.

3. У вигляді йонів записують формули сильних електролітів:

- сильних кислот: HNO_3 , HCl , H_2SO_4 , HI ;
- сильних основ (лугів): KOH , NaOH , CsOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$;
- розчинних у воді солей: KCl , Na_2SO_4 , K_3PO_4 , BaCl_2 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$.

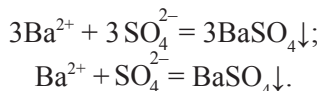
4. У вигляді повних формул записують формули:

- води: H_2O ;
- слабких кислот і кислот середньої сили: H_2S , H_2SO_3 , H_3PO_4 ;
- нерозчинних основ і амфотерних гідроксидів: $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$;
- нерозчинних і малорозчинних солей: CuS , AgCl , BaSO_4 , CaCO_3 ;
- газуватих речовин: CO_2 , SO_2 , H_2 , H_2S ;
- оксидів металічних і неметалічних елементів.

5. Знак \downarrow ставлять біля формул нерозчинних і малорозчинних речовин, які випадають в осад, а знак \uparrow — біля формул газуватих продуктів реакції.

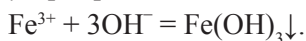
6. У повному йонно-молекулярному рівнянні вилучають однакові йони в лівій і правій його частинах, якщо вони є. Їх кількість має бути однаковою. Якщо це не так, перевірте правильність добору коефіцієнтів.

7. Якщо в йонно-молекулярному рівнянні після вилучення однакових йонів усі коефіцієнти кратні, то їх ділять на відповідне число:



Тепер виконаємо зворотні дії: користуючись йонно-молекулярним рівнянням, складемо молекулярне рівняння.

Приклад. Скласти молекулярне рівняння, яке відповідає йонно-молекулярному:



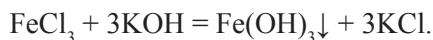
Оскільки в лівій частині рівняння є лише йони, то це означає, що речовини, які використали для реакції, повністю дисоціюють у воді, тобто є сильними електролітами.

Користуючись таблицею розчинності, знайдемо кілька таких сполук: на перетині вертикального ряду Fe^{3+} і горизонтальних рядів має міститися літера «Р», а також на перетині горизонтального ряду OH^- і вертикальних рядів має міститися літера «Р».

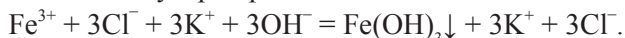
З утворенням йонів Fe^{3+} у розчині дисоціюють: FeCl_3 , FeBr_3 , FeSO_4 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ або $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$.

З утворенням йонів OH^- у розчині дисоціюють: KOH , NaOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

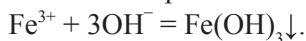
Виберемо з поданих переліків FeCl_3 та KOH і складемо молекулярне рівняння їх взаємодії:



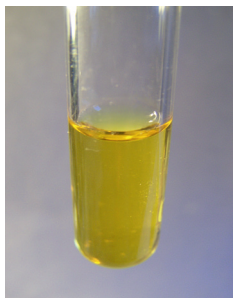
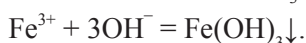
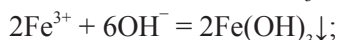
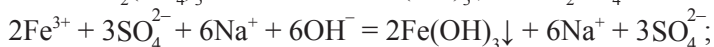
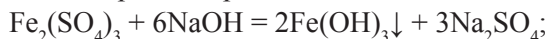
Складемо йонно-молекулярне рівняння:



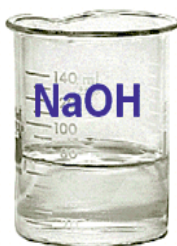
Вилучивши однакові йони в лівій і правій частинах рівняння, отримаємо:



Використання іншої пари електролітів дасть аналогічний результат:



+



=



Розчин ферум(III) сульфату

Розчин натрій гідроксиду

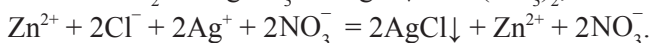
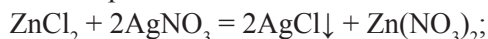
Осад ферум(III) гідроксиду

Рис. 12.1. Утворення осаду ферум(III) гідроксиду

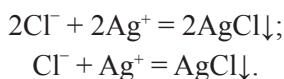
Реакції обміну між електролітами в розчинах

Реакцією обміну можна вважати таку реакцію, серед продуктів якої є малорозчинна або нерозчинна сполука (утворює осад), виділяється газ чи утворюється слабкий електроліт, наприклад, вода. Отже, для з'ясування можливості перебігу реакцій потрібно встановити, чи йони розчину сполучаються один з одним і утворюють малорозчинні або нерозчинні речовини.

I. Розгляньмо реакцію обміну, що відбуватиметься з утворенням осаду. У пробірку з розчином ZnCl_2 додамо такий самий об'єм розчину аргентум(I) нітрату. Спостерігаємо утворення білого сирнистого осаду. Складаємо молекулярне та йонно-молекулярне рівняння реакції:



У лівій і правій частинах рівняння є однакові йони Zn^{2+} та NO_3^- . Вилучаємо їх і отримуємо:



Розчин аргентум(I) нітрату

Розчин цинк хлориду

Осад аргентум(I) хлориду

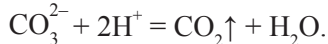
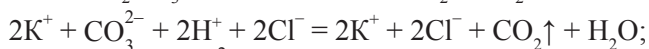
Рис. 12.2. Взаємодія розчину цинк хлориду з розчином аргентум(I) нітрату

Отже, випадання *осаду* є однією з умов *перебігу реакцій обміну між розчинами електролітів*.

II. Розгляньмо реакцію обміну, що відбуватиметься з утворенням газу. Причиною появи газів у реакціях обміну є розклад нестійких кислот — карбонатної та сульфитної:



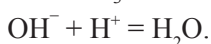
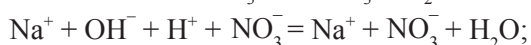
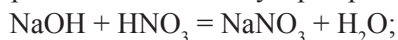
У пробірку, що містить 1–2 мл розчину калій карбонату, додамо такий самий об'єм хлоридної кислоти. Спостерігаємо бурхливе виділення бульбашок газу. Складаємо молекулярне та йонно-молекулярне рівняння реакції:



Отже, *виділення газу* є однією з умов *перебігу реакцій обміну між розчинами електролітів*.

III. Розгляньмо реакцію йонного обміну, що відбувається з утворенням малодисоційованої речовини. У пробірку з 2 мл розчину натрій гідроксиду додамо кілька крапель фенолфталеїну. Розчин набув малинового забарвлення. Це свідчить про те, що середовище лужне, тобто містить йони OH^- . По крапліні додаємо в розчин розчин нітратної кислоти. Спостерігаємо поступове зникнення малинового забарвлення. Це свідчить, що йонів OH^- у розчині вже немає, бо луг повністю прореагував з нітратною кислотою.

Складаємо молекулярне та йонно-молекулярне рівняння реакції:



Отже, утворення *води як малодисоційованої речовини* є однією з умов *перебігу реакцій обміну між розчинами електролітів*.

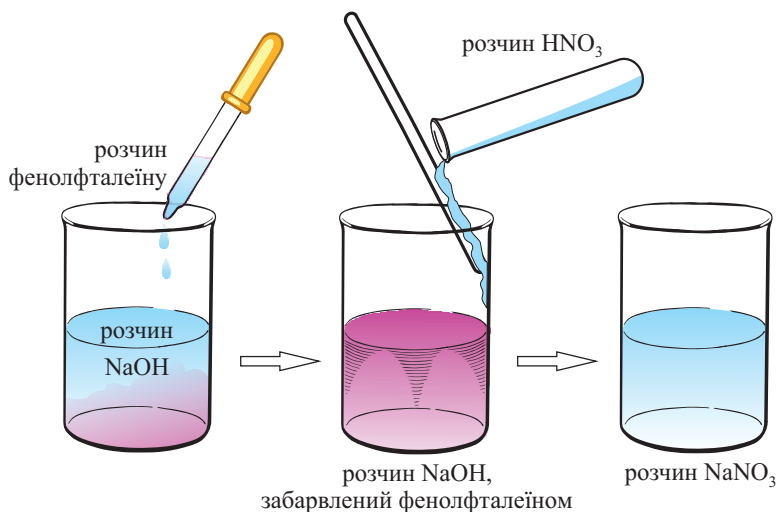
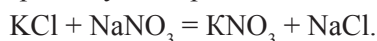


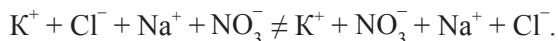
Рис. 12.3. Взаємодія розчину натрій гідроксиду з розчином нітратної кислоти

IV. Розгляньмо випадок, коли зливають розчини двох електролітів, але реакція не відбувається. Наприклад, якщо до розчину калій хлориду додати розчин натрій нітрату, то ніяких зовнішніх змін у розчинах ми не побачимо.

Складемо рівняння передбачуваної реакції між електролітами:



Якщо формули електролітів подати у вигляді йонів, на які вони дисоціюють у воді, то побачимо, що ліва і права частини рівняння однакові:



Отже, реакція між цими речовинами не відбувається.

Лабораторний дослід 4

Реакції обміну між електролітами у водних розчинах, що супроводжуються утворенням осаду.

У пробірку налейте приблизно 2 мл розчину магній сульфату й додайте такий самий об'єм розчину барій хлориду. Що спостерігаєте? Складіть молекулярне та йонно-молекулярне рівняння.

Лабораторний дослід 5

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

У пробірку налейте приблизно 1 мл розчину натрій карбонату й додайте такий самий об'єм розчину нітратної кислоти. Що спостерігаєте? Складіть молекулярне та йонно-молекулярне рівняння.

Лабораторний дослід 6

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

У пробірку налейте приблизно 1 мл розчину калій гідроксиду, додайте кілька крапель фенолфталеїну. Що спостерігаєте? Потім краплинами додавайте розчин сульфатної кислоти, періодично перемішуючи суміш скляною паличкою. Що спостерігаєте? Поясніть зміну кольору вмісту пробірки після додавання сульфатної кислоти. Складіть молекулярне та йонно-молекулярне рівняння.



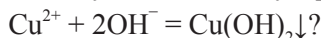
Підсумки

1. Йонно-молекулярні рівняння передають суть реакції, що відбувається між електролітами в розчині.
2. Під час складання йонно-молекулярних рівнянь у вигляді йонів записують лише формули сильних електролітів.
3. Виходячи зі скороченого йонно-молекулярного рівняння, можна скласти кілька варіантів молекулярних рівнянь.
4. Реакції обміну між електролітами в розчині відбуваються лише тоді, коли серед їх продуктів є малорозчинна або нерозчинна сполука, газ чи вода.



Контрольні запитання

1. Які рівняння називають йонно-молекулярними?
2. Формули яких речовин у йонно-молекулярних рівняннях записують у вигляді молекул?
3. Формули яких речовин у йонно-молекулярних рівняннях записують у вигляді йонів?
4. У яких випадках реакції йонного обміну не відбуваються?
5. Чому під час реакції йонного обміну кількість йонів у розчині зменшується?
6. Чому йони Ca^{2+} та PO_4^{3-} не можуть одночасно перебувати в розчині?
7. Які сполуки Купруму(II) можна використати для складання молекулярних рівнянь, що відповідатимуть такому йонно-молекулярному рівнянню:



8. Які йони не можуть одночасно міститись у розчині й чому:
а) Na^+ і S^{2-} ; б) K^+ і Br^- ; в) Zn^{2+} і CO_3^{2-} ; г) Cu^{2+} і S^{2-} ?
9. Укажіть йони, які можуть одночасно міститись у розчині:
а) Mg^{2+} і CO_3^{2-} ; б) Fe^{3+} і OH^- ; в) Ag^+ і PO_4^{3-} ; г) Mg^{2+} і Cl^- .



Вправи та задачі

1. Складіть йонно-молекулярні рівняння реакцій, що відбуваються в розчині між такими електролітами:
а) ферум(III) сульфатом і барій гідроксидом;
б) магній хлоридом і калій ортофосфатом;

- в) барій гідроксидом і купрум(II) нітратом;
г) літій карбонатом і нітратною кислотою.

2. Чи можлива реакція у водному розчині між такими сполуками:

- а) магній хлоридом і калій гідроксидом;
б) цинк сульфатом і натрій хлоридом;
в) калій сульфідом і натрій нітратом;
г) купрум(II) нітратом і барій гідроксидом?

Відповідь аргументуйте.

3. Напишіть молекулярні та йонно-молекулярні рівняння реакцій, які відбуваються, якщо змішати розчини:

- а) K_2CO_3 і $MgCl_2$; б) $AgNO_3$ і K_3PO_4 ; в) $Ba(OH)_2$ і HNO_3 ;
г) $AlCl_3$ і $AgNO_3$; р) $ZnSO_4$ і $Ba(NO_3)_2$; д) Li_2CO_3 і H_2SO_4 .

4. Складіть молекулярні рівняння реакцій, що відповідають таким йонно-молекулярним рівнянням:

- а) $3Zn^{2+} + 2PO_4^{3-} = Zn_3(PO_4)_2 \downarrow$; б) $Al^{3+} + 3OH^- = Al(OH)_3 \downarrow$;
в) $2Ag^+ + SO_3^{2-} = Ag_2SO_3 \downarrow$; г) $CO_3^{2-} + 2H^+ = CO_2 \uparrow + H_2O$;
р) $Ag^+ + Br^- = AgBr \downarrow$; д) $Cu(OH)_2 + 2H^+ = Cu^{2+} + 2H_2O$.

5. Випишіть формули сполук, з якими взаємодіє у водному розчині калій карбонат, і складіть відповідні молекулярні та йонно-молекулярні рівняння:

- а) $Zn_3(PO_4)_2$; б) $CaBr_2$; в) $Zn(NO_3)_2$;
г) $BaSO_4$; р) $NaBr$; д) $Ba(NO_3)_2$.

6. Доберіть пари електролітів, які взаємодіють у розчині з утворенням:

- а) магній гідроксиду; б) манган(II) сульфідом;
в) барій ортофосфату; г) хром(III) гідроксиду.

7. У воді, об'єм якої 200 мл, розчинили 0,2 моль калій ортофосфату. Визначте:

- а) масу іонів K^+ ;
б) масову частку іонів K^+ в отриманому розчині.

8. Складіть йонно-молекулярні рівняння таких реакцій:

- а) $CuCl_2 + AgNO_3 \rightarrow$; б) $Al(OH)_3 + HNO_3 \rightarrow$;
в) $ZnCO_3 + HNO_3 \rightarrow$; г) $MgCO_3 + HCl \rightarrow$;
р) $Li_2SO_3 + HCl \rightarrow$; д) $Cu(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow$.

9. Яка з реакцій виражається йонно-молекулярним рівнянням $OH^- + H^+ = H_2O$:

- а) $Cu(OH)_2 + 2HCl = CuCl_2 + 2H_2O$;
б) $K_2CO_3 + 2HNO_3 = 2KNO_3 + CO_2 \uparrow + H_2O$;
в) $Mn(OH)_2 + H_2SO_4 = MnSO_4 + 2H_2O$;
г) $2LiOH + H_2SO_4 = Li_2SO_4 + 2H_2O$?

§ 13. Якісні реакції на деякі йони

Ознайомившись із матеріалом параграфа, ви:

- дізнаєтесь, які реакції називають якісними;
- навчитесь виявляти йони Cl^- , Br^- , I^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} , CO_3^{2-} в розчинах.

Складання йонно-молекулярних рівнянь

Серед реакцій обміну є низка реакцій, які дають змогу виявляти йони в розчинах.

Реакції, характерні для певних йонів, називають якісними.

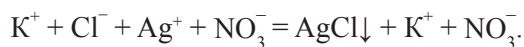
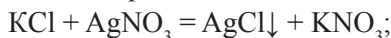
Речовину, яку використовують для якісного виявлення того чи іншого йона, називають реактивом на цей йон.

Виявлення хлорид-, бромід- і йодид-іонів

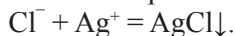
Так, реактивом на йони Cl^- , Br^- , I^- є одна й та сама речовина — розчинна сіль Аргентуму(I) — аргентум(I) нітрат AgNO_3 .

Під час додавання розчину AgNO_3 до налитих у різні пробірки розчинів калій хлориду KCl , калій броміду KBr і калій йодиду KI спостерігається утворення характерних осадів.

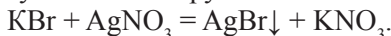
Складасмо відповідні молекулярні та йонно-молекулярні рівняння реакцій. У першій склянці випадає білий сирнистий осад, який не взаємодіє з кислотами:



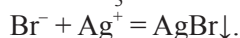
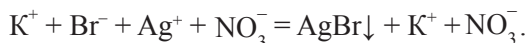
Вилучивши однакові йони в лівій та правій частинах рівняння, отримаємо:



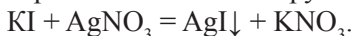
У другій склянці, де міститься розчин калій броміду, спостерігаємо також випадання осаду, але жовтуватого кольору:



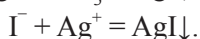
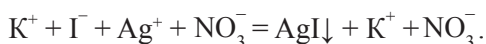
Аргентум(I) бромід також не взаємодіє з кислотами:



У третій склянці, де міститься розчин калій йодиду, також спостерігаємо випадання осаду, але характерного жовтого кольору:



Аргентум йодид теж не взаємодіє з кислотами:



Лабораторний дослід 7

Виявлення хлорид-іонів у розчині.

У першу пробірку налийте приблизно 2 мл розчину натрій хлориду, а в другу — стільки ж хлоридної кислоти. В обидві пробірки додайте по 2 краплі

розчину аргентум(I) нітрату. Що спостерігаєте? Чи потрібно додавати в пробірки кислоту, щоб переконатись, що осад не реагує з нею? Напишіть молекулярні та йонно-молекулярні рівняння реакцій.

Демонстраційні досліди

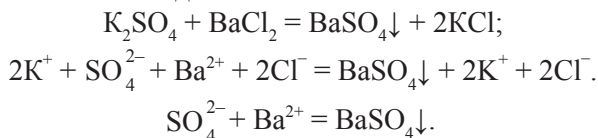
Виявлення бромід- та йодид-іонів у розчині.

У першу пробірку налиємо приблизно 2 мл розчину калій броміду, а в другу — стільки ж калій йодиду. В обидві пробірки додаємо по 2 краплі розчину аргентум(I) нітрату. Що спостерігаєте? Напишіть молекулярні та йонно-молекулярні рівняння реакцій.

Висновок. Для якісного виявлення хлорид-, бромід- та йодид-іонів необхідно скористатись розчином аргентум(I) нітрату. У результаті його додавання утворюється нерозчинний у кислотах осад характерного кольору.

Виявлення сульфат-іонів

Для якісного виявлення сульфат-іонів у розчинах електролітів використовують розчинні солі Барію (наприклад, барій хлорид $BaCl_2$ або барій нітрат $Ba(NO_3)_2$). Якщо до розчину калій сульфату K_2SO_4 долити розчин барій хлориду $BaCl_2$, то утвориться білий осад:



Виявлення ортофосфат-іонів

Для якісного виявлення ортофосфат-іонів у розчинах електролітів використовують аргентум(I) нітрат $AgNO_3$. Якщо до розчину калій ортофосфату K_3PO_4 долити розчин аргентум(I) нітрату $AgNO_3$, то утвориться жовтий осад:

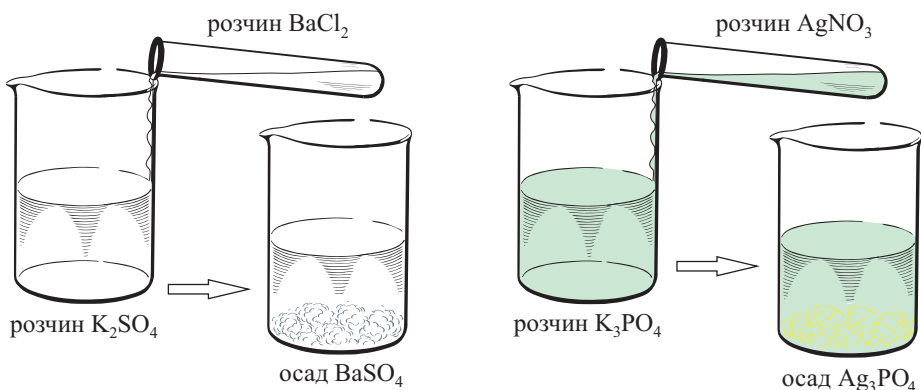
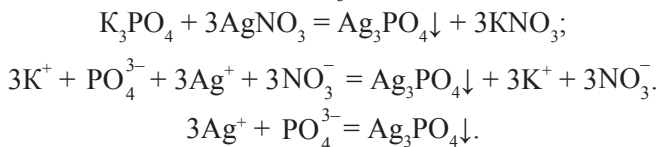


Рис. 13.1. Виявлення сульфат- і ортофосфат-іонів

Лабораторний дослід 8

Виявлення сульфат-іонів у розчині.

У першу пробірку налейте приблизно 2 мл розчину натрій сульфату, а в другу — стільки ж розбавленого розчину сульфатної кислоти. В обидві пробірки долейте по 2 мл розчину барій хлориду. Що спостерігаєте? Яка сполука випала в осад у кожній пробірці? Чи можна стверджувати, що осад не взаємодіє з кислотами, чи це потрібно довести експериментально? Напишіть молекулярні та йонно-молекулярні рівняння реакцій.

Висновок. Для якісного виявлення сульфат-іонів необхідно використати розчин солі Барію. У результаті її додавання випадає білий осад, який не взаємодіє з кислотами.

Демонстраційний дослід

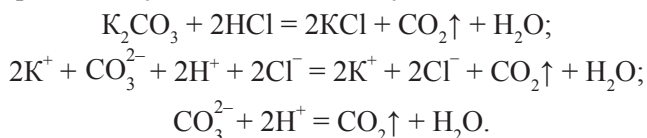
Виявлення ортофосфат-іонів у розчині.

У пробірку налейте приблизно 2 мл розчину натрій ортофосфату й додайте 2–3 краплі розчину аргентум(I) нітрату AgNO_3 . Що спостерігаєте? Напишіть молекулярне та йонно-молекулярне рівняння реакції.

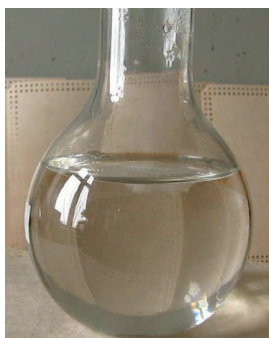
Висновок. Для якісного виявлення ортофосфат-іонів у розчині необхідно використати розчин аргентум(I) нітрату AgNO_3 . У результаті його додавання випадає яскраво-жовтий осад, який не взаємодіє з кислотами.

Виявлення карбонат-іонів

Для якісного виявлення карбонатів використовують розчини кислот. Якщо до розчину калій карбонату K_2CO_3 долити хлоридної кислоти, то почнеться бурхливе виділення безбарвного газу, який не має запаху:



Це карбон(IV) оксид, або вуглекислий газ. Розпізнають його, пропускаючи через прозору вапняну воду (розчин $\text{Ca}(\text{OH})_2$), що зумовлює її помутніння через утворення білої каламуті: $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$.



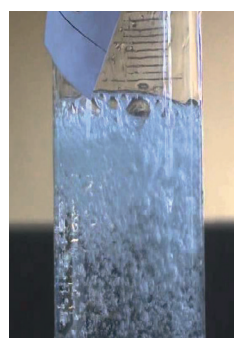
Розчин калій карбонату

+



Хлоридна кислота

=



$2\text{KCl} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$

Рис. 13.2. Виявлення карбонат-іонів у розчині

Лабораторний дослід 9

Виявлення карбонат-іонів у розчині.

У пробірку налийте приблизно 2 мл розчину натрій карбонату й додайте 2–3 краплі хлоридної кислоти. Що спостерігаєте? Напишіть молекулярне та йонно-молекулярне рівняння реакції.

У другу пробірку помістіть шматочок крейди і долийте хлоридної кислоти. Що спостерігаєте? Напишіть молекулярне та йонно-молекулярне рівняння реакції.



Підсумки

Результати дослідів зведемо в таблицю.

Таблиця 13.1. Якісне виявлення деяких йонів

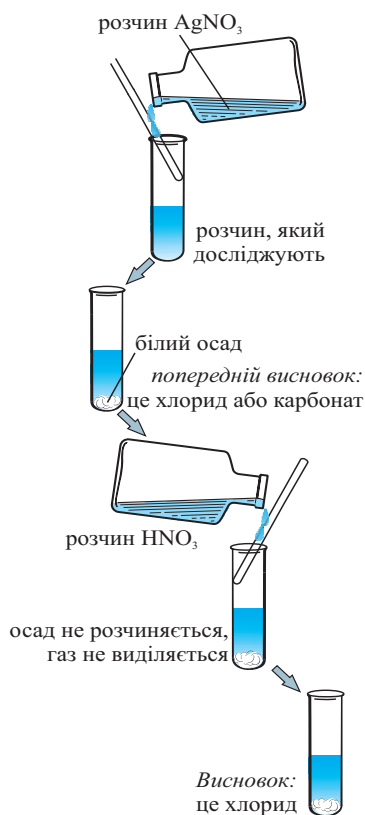
Йон	Реактив	Приклади реакцій	Ознаки реакції
Cl^-	AgNO_3	$\text{KCl} + \text{AgNO}_3 = \text{AgCl}\downarrow + \text{KNO}_3$ $\text{Cl}^- + \text{Ag}^+ = \text{AgCl}\downarrow$	Випадання білого сирнистого осаду, що не взаємодіє з кислотами.
Br^-	AgNO_3	$\text{KBr} + \text{AgNO}_3 = \text{AgBr}\downarrow + \text{KNO}_3$ $\text{Br}^- + \text{Ag}^+ = \text{AgBr}\downarrow$	Випадання жовтуватого осаду, нерозчинного в кислотах.
I^-	AgNO_3	$\text{KI} + \text{AgNO}_3 = \text{AgI}\downarrow + \text{KNO}_3$ $\text{I}^- + \text{Ag}^+ = \text{AgI}\downarrow$	Випадання характерного жовтого осаду, що не взаємодіє з кислотами.
SO_4^{2-}	BaCl_2 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$	$\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{KCl}$ $\text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} = \text{BaSO}_4\downarrow$	Утвориться білий осад, що не взаємодіє з кислотами.
PO_4^{3-}	AgNO_3	$\text{K}_3\text{PO}_4 + 3\text{AgNO}_3 =$ $= \text{Ag}_3\text{PO}_4\downarrow + 3\text{KNO}_3$ $3\text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-} = \text{Ag}_3\text{PO}_4\downarrow$	Утвориться яскраво-жовтий осад, що не взаємодіє з кислотами.
CO_3^{2-}	HCl	$\text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{KCl} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	Виділення газу без запаху і кольору, який розпізнають, пропускаючи крізь вапняну воду, що зумовлює її помутніння.



Для тих, хто хоче знати хімію глибше

Доволі цікавими експериментальними задачами є задачі на дослідження невідомої речовини з метою встановлення її складу.

Дано: розчин солі Калію. Дослідити: які аніони містить ця сіль, коли відомо, що це не сульфат.



До розчину, який досліджують, доливають розчин AgNO_3 , що дає змогу виявляти йони S^{2-} , Cl^- , Br^- , I^- та PO_4^{3-} . (Зауважмо, що Ag_2S — осад чорного кольору.)

Випадає білий осад. Робимо попередній висновок: розчин не містив йонів S^{2-} , Br^- , I^- та PO_4^{3-} , оскільки вони утворюють з катіоном Ag^+ кольорові осад. Але білий осад утворює також Ag_2CO_3 (дивимось таблицю розчинності).

Робимо попередній висновок: це аргентум(I) карбонат або аргентум(I) хлорид. Ми знаємо, що карбонати скипають під дією кислот, а аргентум(I) хлорид з кислотою не взаємодіє.

Додаємо розчин нітратної кислоти. Осад не розчиняється. Отже, у пробірці міститься аргентум(I) хлорид, а досліджуваний розчин спочатку містив калій хлорид.

Контрольні запитання

1. В одній пробірці міститься калій сульфат, а в іншій — калій карбонат. Запропонуйте методику визначення вмісту пробірок.
2. Як довести, що певний водний розчин містить хлорид-іони?
3. Який реактив використовують для виявлення ортофосфат-іонів?
4. Чи можна за допомогою хлоридної кислоти довести, що вибрана сіль є цинк карбонатом, а не цинк сульфатом?
5. Який реактив використовують для якісного виявлення бромід-іонів?
6. Як експериментально розрізнити у трьох пронумерованих пробірках розчини MgCl_2 , MgBr_2 і MgI_2 ?
7. Чи можна під час проведення якісної реакції на сульфат-іони в разі відсутності розчину солі Барію використати $\text{Ba}(\text{OH})_2$? Чому?
8. Як експериментально розрізнити розчини калій сульфату і калій ортофосфату, що містяться в пробірках?
9. У трьох пронумерованих пробірках містяться розчини калій ортофосфату, калій броміду та калій карбонату. Як експериментально розрізнити вміст пробірок?
10. У двох пронумерованих пробірках містяться хлоридна кислота і розчин сульфатної кислоти. Як експериментально розрізнити вміст пробірок?

11. У двох пронумерованих пробірках містяться розчини натрій ортофосфату і натрій сульфату. Як експериментально розрізнити вміст пробірок?

12. У трьох пронумерованих пробірках містяться розчини сульфатної кислоти, натрій сульфату та натрій карбонату. Як експериментально розрізнити вміст пробірок?



Навчальні проекти

1. Електроліти в сучасних акумуляторах.
2. Вирощування кристалів солей.
3. Виготовлення розчинів для надання долікарської допомоги.
4. Дослідження рН ґрунтів певної місцевості.
5. Вплив кислотності ґрунтів на розвиток і видовий склад рослинності.
6. Дослідження рН атмосферних опадів та їх впливу на довкілля.
7. Дослідження властивостей індикаторів натурального походження.
8. Дослідження рН середовища мінеральних вод України.

Практична робота № 1

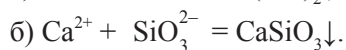
Реакції йонного обміну між електролітами у водних розчинах.

Завдання 1. Користуючись таблицею розчинності, передбачте, як з магній сульфату одержати магній нітрат. Своє припущення перевірте експериментально. Опишіть спостереження. Складіть молекулярне та йонно-молекулярне рівняння реакції.

Завдання 2. Вам видано розчини: магній броміду, натрій карбонату, сульфатної кислоти та калій гідроксиду. Користуючись таблицею розчинності, установіть, між якими парами речовин із цього переліку може відбутись хімічна реакція. Перевірте ваші міркування експериментально й опишіть спостереження. Складіть молекулярні та йонно-молекулярні рівняння реакцій.

Завдання 3. Які реакції йонного обміну можна здійснити, маючи розчини барій гідроксиду, купрум(II) сульфату, калій нітрату, а також хлоридну кислоту? Користуючись таблицею розчинності, установіть, між якими парами речовин із цього переліку може відбутись хімічна реакція. Перевірте ваші міркування експериментально й опишіть спостереження. Складіть молекулярні та йонно-молекулярні рівняння реакцій.

Завдання 4. Користуючись таблицею розчинності, доберіть електроліти і здійсніть реакції, які відповідають йонно-молекулярним рівнянням:



Складіть молекулярні та йонно-молекулярні рівняння реакцій. Сформулюйте висновки.

Практична робота № 2

Розв'язування експериментальних задач.

Для здійснення експериментів використовуйте видане лабораторне обладнання (штатив із пробірками, тримач для пробірок, скляні палички), реанти, воду і таблицю розчинності.

Задача 1. У трьох пронумерованих пробірках містяться білі порошки магній сульфату, магній карбонату і магній хлориду. Як експериментально розрізнити вміст пробірок? Результати досліджень упишіть у таблицю.

№ пробірки	Розчинність у воді	Формула реактиву	Спостереження	Формула речовини в пробірці
1				
2				
3				

Складіть молекулярні та йонно-молекулярні рівняння реакцій.

Задача 2. У чотирьох пронумерованих пробірках містяться розчини калій ортофосфату, калій броміду, калій йодиду та калій карбонату. Як експериментально розрізнити вміст пробірок?

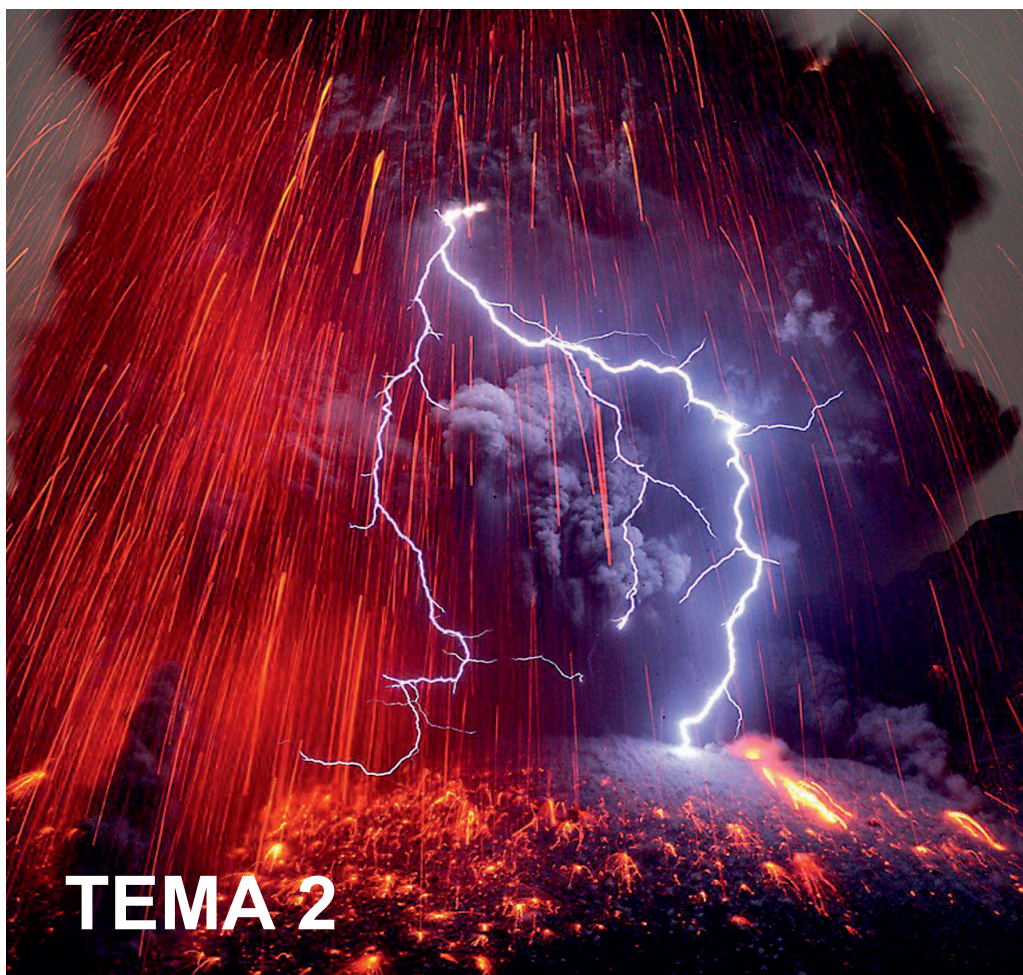
Під час виконання роботи ви використовуєте метод проб: із пробірки № 1 відливаєте 1 мл розчину в чисту пробірку (проба 1) й додаєте 1 мл хлоридної кислоти. Що спостерігаєте? Далі відбираєте з пробірки № 1 в чисту пробірку таку саму пробу (проба 2) і додаєте 1 мл розчину аргентум(I) нітрату. Що спостерігаєте?

Повторіть ці маніпуляції з пробірками № 2, № 3, № 4.

Результати спостережень і досліджень упишіть у таблицю.

№ пробірки	Реактиви		Висновки
	хлоридна кислота	аргентум(I) нітрат	
1			
2			
3			
4			

Складіть молекулярні та йонно-молекулярні рівняння реакцій. Зробіть висновки.



ТЕМА 2

ХІМІЧНІ РЕАКЦІЇ

Якщо сьогодні відомо близько 20 мільйонів речовин, то хімічних взаємодій між ними — ще більше. Адже кожна речовина має цілу низку хімічних властивостей. Розібратись у такому розмаїтті допомагає класифікація. Окремих груп хімічних реакцій не так уже й багато — приблизно півсотні.

§ 14. Класифікація хімічних реакцій за кількістю і складом реагентів та продуктів реакції

Ознайомившись із матеріалом параграфа, ви:

- узагальните ваші знання про реакції сполучення, розкладання, заміщення, обміну та умови їх перебігу.

Реакції сполучення

У наведених схемах



узагальнено подано зміст реакцій сполучення, де A, B, C, D — різні речовини.

Реакції сполучення — це реакції, у яких з кількох речовин утворюється одна.

Розгляньте уважно схему:

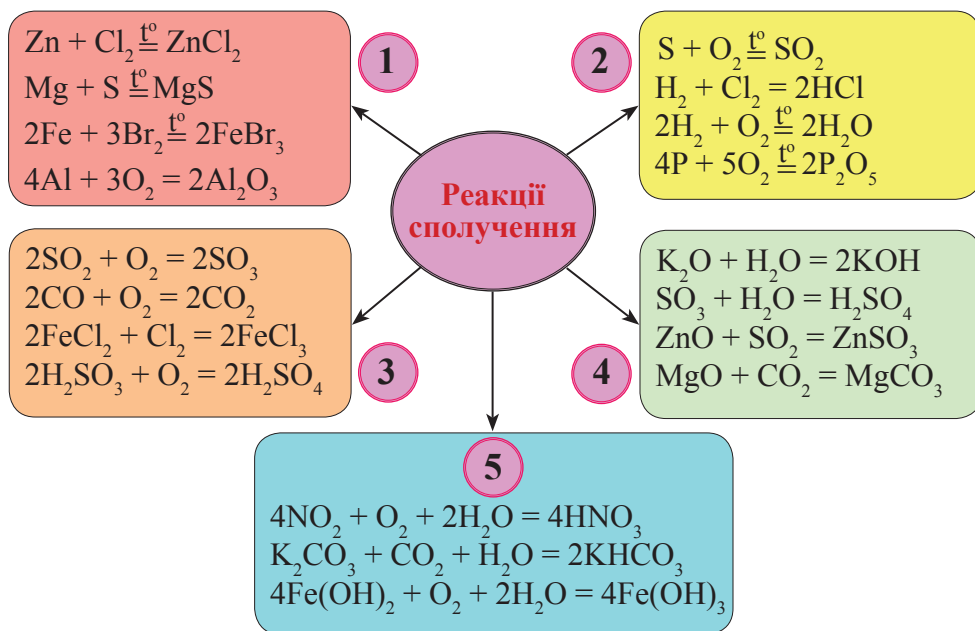


Схема 14.1. Реакції сполучення

У блоках 1, 2 наведено рівняння реакцій сполучення лише простих речовин:

- металів з неметалами;
- неметалів з неметалами.

У блоці 3 — сполучення однієї складної речовини з простою.

У блоці 4 наведено реакції сполучення за участі двох складних речовин.

У блоці 5 наведено приклади реакцій, коли сполучається три речовини.

Кількість таких реакцій є незначною.

Отже, у реакціях сполучення реагентами можуть бути:

- дві прості речовини;
- одна проста й одна складна речовина;
- дві складні речовини;
- три речовини і більше.

Реакції заміщення

Реакції заміщення — це реакції між простою і складною речовиною, у результаті яких утворюються нові речовини (інші проста і складна):

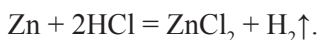


Серед розмаїття таких реакцій виділяють реакції:

- між активним металом (лужним, лужноземельним) і водою:

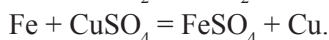
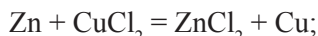


- між металами й кислотами:



Такі реакції можливі, якщо метал розміщений у ряду активності металів ліворуч від водню;

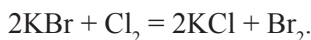
- між металом і сіллю, що міститься у водному розчині:



Такі реакції відбуваються, якщо метал (реагент) розміщується в ряду активності ліворуч від металу, який утворюється;

- між галогеном і сіллю, кислотний залишок якої є йоном іншого галогену.

Так, Хлор — хімічно більш активний, ніж Бром, і може замінити його з розчину будь-якого броміду (KBr , $CaBr_2$, $AlBr_3$):



Реакції розкладу

Реакції розкладу — це реакції, під час яких з однієї складної речовини утворюється кілька речовин:



Продуктами розкладу можуть бути дві (рідше — три або більше) прості або складні речовини.

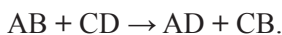
Реакції розкладу відбуваються зазвичай під час нагрівання, однак є деякі речовини, які розкладаються за звичайних умов (карбонатна, сульфатна кислоти).

Не розкладаються:

- натрій гідроксид і калій гідроксид ($NaOH$, KOH);
- карбонати, утворені Калієм і Натрієм (K_2CO_3 , Na_2CO_3);
- сульфати, утворені Калієм і Натрієм (K_2SO_4 , Na_2SO_4);
- низка оксигеновмісних солей (деякі ортофосфати, силікати тощо).

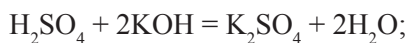
Реакції обміну

Реакції обміну — це реакції між двома складними речовинами, під час яких речовини обмінюються своїми складовими частинами (атомами, йонами, групами атомів):

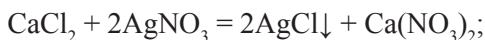


Ці реакції відбуваються в розчинах за участі електролітів (основ, кислот, солей). До таких реакцій належать реакції:

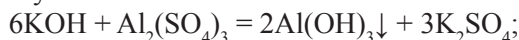
- між кислотою та основою (реакція нейтралізації):



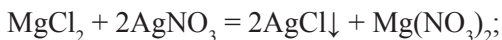
- між сіллю й кислотою:



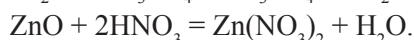
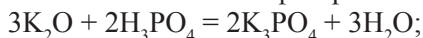
- між сіллю й лугом:



- взаємодії двох солей:



- взаємодії кислоти з основним або амфотерним оксидом:



Пам'ятайте: *взаємодія двох солей або солі з лугом відбувається в розчині за умови утворення осаду; взаємодія солі з кислотою відбувається, якщо утворюється осад або виділяється газ.*



Підсумки

1. За кількістю та складом реагентів і продуктів реакції розрізняють чотири типи хімічних реакцій: сполучення, розкладу, заміщення й обміну.
2. До реакцій сполучення належать реакції, у яких з кількох речовин утворюється одна.
3. Реакціями розкладання називають реакції, під час яких з однієї складної речовини утворюється кілька нових речовин.
4. До реакцій заміщення належать реакції між простою і складною речовинами, у результаті яких утворюються нові проста і складна речовини.
5. Реакціями обміну називають реакції між двома складними речовинами, у яких вони обмінюються своїми складовими частинами.



Контрольні запитання

1. Дайте визначення реакціям розкладу. Наведіть приклади.
2. Дайте визначення реакціям сполучення. Наведіть приклади сполучення:
 - а) двох простих; б) двох складних; в) простої та складної речовин.

3. Дайте визначення реакціям заміщення. Наведіть приклад за участі купрум(II) нітрату.

4. Дайте визначення реакціям обміну. Наведіть приклад за участі речовини-реагента калій гідроксиду.

5. Наведіть приклад утворення купрум(II) оксиду в результаті реакцій:

- а) сполучення; б) розкладу.

6. Наведіть приклади утворення цинк хлориду в результаті реакцій:

- а) заміщення; б) сполучення; в) обміну.



Вправи та задачі

1. Наведіть приклади утворення ферум(III) оксиду в результаті реакцій:

- а) розкладу; б) сполучення.

2. Наведіть по одному прикладу рівнянь реакцій сполучення, у результаті яких утворюється:

- а) барій гідроксид; б) ортофосфатна кислота;
в) купрум(II) нітрат; г) цинк сульфат.

3. Розчин сульфатної кислоти масою 122,5 г з масовою часткою H_2SO_4 16 % повністю нейтралізували розчином натрій гідроксиду. Обчисліть масу солі, яка утворилася.

4. Наведіть приклад трьох реакцій обміну за участі хлоридної кислоти.

5. Визначте невідомі речовини у схемах перетворень та напишіть відповідні рівняння реакцій:

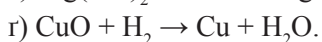
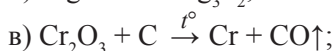
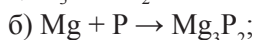
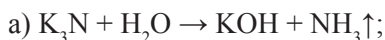
а) $P \xrightarrow{1} X \xrightarrow{2} Y \xrightarrow{3} K_3PO_4$ (перехід 1 — реакція сполучення; 2 — сполучення; 3 — обміну);

б) $Zn \xrightarrow{1} X \xrightarrow{2} ZnCl_2 \xrightarrow{3} Y \xrightarrow{4} X$ (невідомі речовини X, Y — це сполуки Цинку. перехід 1 — реакція сполучення; 2, 3 — реакції обміну; 4 — розкладу);

в) $Al(OH)_3 \xrightarrow{1} X \xrightarrow{2} Y \xrightarrow{3} Al$ (перехід 1 — реакція розкладу; 2 — обміну; 3 — заміщення).

6. Для повної нейтралізації хлоридної кислоти масою 146 г з масовою часткою водень хлориду 10 % витратили 228 г розчину барій гідроксиду. Обчисліть а) масову частку $Ba(OH)_2$ в розчині лугу; б) масову частку солі в одержаному розчині.

7. Перетворіть схеми на рівняння реакцій та вкажіть, які з них належать до реакцій заміщення:



§ 15. Ступінь окиснення

Ознайомившись із матеріалом параграфа, ви:

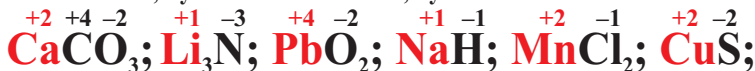
- з'ясуєте, що таке ступінь окиснення, ознайомитеся з правилами визначення ступенів окиснення елементів і складання формул бінарних сполук.

Визначення ступеня окиснення елемента за хімічною формулою

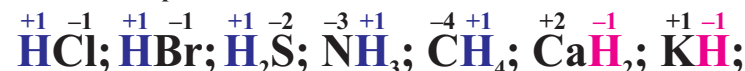
Ступінь окиснення — це умовна величина заряду елемента, яку визначають із припущення, що в речовині спільна електронна пара повністю належить атому більш електронегативного елемента.

Щоб визначити ступінь окиснення елемента в речовині, пам'ятаймо такі правила:

- 1) **металічні елементи** мають у сполуках лише **позитивні** ступені окиснення; лужні елементи — +1, лужноземельні — +2:



- 2) ступінь окиснення **Гідрогену** в сполуках з неметалічними елементами зазвичай становить +1, а в сполуках з металічними елементами дорівнює -1:

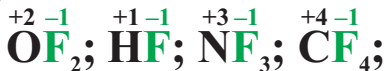


- 3) **Оксиген** майже в усіх сполуках має ступінь окиснення -2:

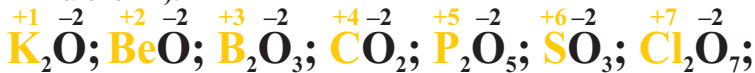


Виняток становлять: $\overset{+2}{\text{O}}\overset{-1}{\text{F}}_2; \overset{+1}{\text{H}}_2\overset{-1}{\text{O}}_2;$

- 4) **Флуор** як найбільш електронегативний елемент завжди має в сполуках ступінь окиснення -1:



- 5) **максимальний (позитивний)** ступінь окиснення елемента збігається з номером групи, у якій він розміщений (виняток — O, F, інертні елементи):



- 6) **мінімальний (негативний)** ступінь окиснення неметалічного елемента дорівнює різниці між номером групи і числом «8»:



- 7) ступінь окиснення елемента в простій речовині дорівнює нулю:



- 8) сума ступенів окиснення елементів у сполуці дорівнює нулю (правило електронейтральності).

Визначимо ступінь окиснення Мангану в сполуках: Mn_2O_7 , MnCl_2 , MnS , MnSO_4 , KMnO_4 . Манган, як і більшість металічних елементів, у сполуках завжди виявляє позитивні ступені окиснення, а Оксиген майже в усіх сполуках має ступінь окиснення -2 . Користуючись правилом електронейтральності, визначаємо ступені окиснення Мангану в кожній сполуці:

x -2 Mn_2O_7	$x \cdot 2 + (-2) \cdot 7 = 0$	$x = +7$	$+7$ Mn_2O_7
x -1 MnCl_2	$x + (-1) \cdot 2 = 0$	$x = +2$	$+2$ MnCl_2
x -2 MnS	$x + (-2) = 0$	$x = +2$	$+2$ MnS
x $+6$ -2 MnSO_4	$x + (+6) + (-2) \cdot 4 = 0$	$x = +2$	$+2$ MnSO_4
$+1$ x -2 KMnO_4	$+1 + x + (-2) \cdot 4 = 0$	$x = +7$	$+7$ KMnO_4

Зауважмо, що в прикладах MnS і MnCl_2 ступені окиснення Сульфуру та Хлору визначають за періодичною системою, за кількістю електронів, яких не вистачає до завершення зовнішнього електронного шару ($8e^-$).

На прикладі MnSO_4 ступінь окиснення Сульфуру в кислотному залишку (сульфат-іоні SO_4^{2-}) такий самий, як у сульфатній кислоті, а саме $+6$.

$$+1 \quad x \quad -2 \\ \text{H}_2\text{SO}_4 \quad (+1) \cdot 2 + x + (-2) \cdot 4 = 0 \quad x = +6.$$

Однак можна відразу стверджувати, що сіль MnSO_4 утворена катіоном Mn^{2+} , отже, відповідно ступінь окиснення Mn буде $+2$.

Приклади визначення ступенів окиснення елементів у сполуках

Приклад 1. Визначте ступені окиснення елементів у сполуках з Оксигеном: P_2O_5 , CrO_3 , Cl_2O_7 . Назвіть ці сполуки.

Укажемо ступінь окиснення над Оксигеном: а) P_2O_5 , б) CrO_3 , в) Cl_2O_7 .

Позначимо ступені окиснення P, Cr і Cl як x_1 , x_2 , x_3 відповідно.

Користуючись правилом електронейтральності, можна записати:

а) $2x_1 + (-2) \cdot 5 = 0; \quad x_1 = 5;$

Ступінь окиснення Фосфору — $+5$, фосфор(V) оксид.

б) $x_2 + (-2) \cdot 3 = 0; \quad x_2 = 6;$

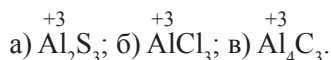
Ступінь окиснення Хрому — $+6$, хром(VI) оксид.

в) $2x_3 + (-2) \cdot 7 = 0; \quad x_3 = 7.$

Ступінь окиснення Хлору — $+7$, хлор(VII) оксид.

Приклад 2. Визначте ступені окиснення елементів у сполуках: Al_2S_3 , AlCl_3 , Al_4C_3 .

Алюміній виявляє ступінь окиснення +3. Позначимо ступені окиснення S, Cl і C як x_1, x_2, x_3 відповідно:



Користуючись правилом електронейтральності, можна записати:

$$\text{a) } 3x_1 + 3 \cdot 2 = 0; \quad x_1 = -2;$$

Ступінь окиснення Сульфуру — -2.

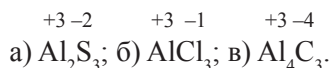
$$\text{б) } 3x_2 + 3 = 0; \quad x_2 = -1;$$

Ступінь окиснення Хлору — -1.

$$\text{в) } 3x_3 + 3 \cdot 4 = 0; \quad x_3 = -4.$$

Ступінь окиснення Карбону — -4.

Отже,

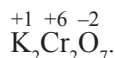


Приклад 3. Визначте ступінь окиснення всіх елементів у калій дихроматі $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

Ступені окиснення Калію й Оксигену становлять відповідно +1 і -2.

Складаємо рівняння:

$$(+1) \cdot 2 + 2x + (-2) \cdot 7 = 0; x = 6. \text{ Отже,}$$



Складання формул бінарних сполук за відомими ступенями окиснення елементів

Приклад 1. Скласти формулу сполуки Кальцію з Нітрогеном.

1. Знайдемо в періодичній системі місце обох елементів: Кальцій — металічний елемент головної підгрупи II групи (IIA). У сполуках виявляє лише ступінь окиснення +2. Нітроген — неметалічний елемент головної підгрупи V групи (VA). У сполуці він виявляє найнижчий ступінь окиснення -3 (номер групи V: $5 - 8 = -3$). До цього ж висновку можна дійти, проаналізувавши електронну будову атома Нітрогену. На його зовнішньому енергетичному рівні є 5 електронів, і саме 3 електронів не вистачає до 8 (октету) — стійкої конфігурації, яка притаманна інертним елементам.

2. Записуємо формулу з невідомими індексами і над символами елементів вказуємо ступені окиснення:



3. Знаходимо найменше спільне кратне (тобто число, яке ділиться без залишку на 2 і 3). Це число 6. Поділивши його на 2, отримуємо кількість атомів Кальцію у формулі, тобто $6 : 2 = 3$, а поділивши на 3, отримуємо кількість атомів Нітрогену — $6 : 3 = 2$.

82

Формула сполуки — Ca_3N_2 .

Назва бінарної сполуки складається із двох слів, де назва більш електронегативного елемента стоїть на другому місці й має суфікс *-ид* (або *-ід*): кальцій нітрид.

Приклад 2. Складіть формулу бінарної сполуки Фосфору і Сульфору, у якій менш електронегативний елемент виявляє найвищий позитивний ступінь окиснення. Назвіть його.

1. Порівняємо розміщення Фосфору і Сульфору в періодичній системі. Обидва — р-елементи 3 періоду: Фосфор — у VA, Сульфур — у VIA групі. Пригадавши, що електронегативність у періоді зростає зліва направо, бачимо, що Сульфур є більш електронегативним, а тому в цій сполуці він виявляє найнижчий ступінь окиснення -2 (до завершення зовнішнього енергетичного рівня не вистачає $(8 - 6 =) 2$ електронів, які він може прийняти). Найвищий ступінь окиснення Фосфору відповідає номеру групи і становить $+5$.

2. Записуємо формулу з невідомими індексами і над символами елементів вказуємо відповідні ступені окиснення. Пам'ятаємо, що першим зазвичай записують елемент, що має позитивний ступінь окиснення:



3. Знаходимо спільне кратне для 5 і 2. Це 10. Одержуємо відповідні індекси. Формула сполуки: P_2S_5 — фосфор(V) сульфід.



Підсумки

1. За хімічними формулами можна визначити ступені окиснення елементів.
2. Знаючи ступені окиснення елементів, можна складати формули сполук.



Контрольні запитання

1. Дайте визначення ступеня окиснення.
 2. Які ступені окиснення мають елементи у простих речовинах?
 3. Наведіть приклади простих речовин, утворених металічними елементами.
- Чи правильно стверджувати, що ступінь окиснення Феруму в залізі становить 0?
4. Який ступінь окиснення в сполуках з іншими елементами виявляє Флуор? Поясніть, чому Флуор не виявляє позитивного ступеня окиснення.



Вправи та задачі

1. Укажіть формулу сполуки, у якій Оксиген виявляє позитивний ступінь окиснення. Укажіть вид хімічного зв'язку в цій молекулі. Запишіть схему утворення цього зв'язку.

2. Визначте ступені окиснення елементів у речовинах, формули яких: $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, FeCl_2 , Fe_2O_3 , FeBr_3 .

3. У якій з наведених речовин — CaCl_2 , $\text{Ca}(\text{ClO})_2$, KClO_3 , KClO_4 , Cl_2O — ступінь окиснення Хлору становить +7?

4. У якій з речовин — PCl_5 , K_3PO_4 , H_3PO_4 , P_2O_5 , H_3PO_3 — ступінь окиснення Фосфору становить +3?

5. У якій з речовин — H_2S , HCl , CaH_2 , CH_4 , H_2O — ступінь окиснення Гідрогену становить -1?

§ 16. Окисно-відновні реакції

Ознайомившись із матеріалом параграфа, ви:

- з'ясуєте, що таке окисно-відновна реакція, за якою ознакою її визначають.

Окисно-відновні реакції

Порівняймо кілька хімічних перетворень:

$\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	I
$2\text{Zn} + \text{O}_2 = 2\text{ZnO}$	II
$\text{ZnO} + \text{SO}_3 = \text{ZnSO}_4$	III
$\text{Zn} + \text{Cl}_2 = \text{ZnCl}_2$	IV
$\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$	V
$\text{Zn}(\text{OH})_2 = \text{ZnO} + \text{H}_2\text{O}$	VI

З огляду вивченої раніше класифікації хімічних реакцій за кількістю і складом реагентів та продуктів, встановлюємо, що серед наведених рівнянь є ті, які належать до реакцій сполучення (реакції II, III, IV), розкладу (VI), заміщення (V) та обміну (I).

Визначимо ступені окиснення елементів у наведених в рівняннях.

$\overset{+2}{\text{Zn}}(\overset{-2}{\text{O}}\overset{+1}{\text{H}})_2 + 2\overset{+1}{\text{H}}\overset{-1}{\text{Cl}} = \overset{+2}{\text{Zn}}\overset{-1}{\text{Cl}}_2 + 2\overset{+1}{\text{H}}\overset{-2}{\text{O}}$	I
$2\overset{0}{\text{Zn}} + \overset{0}{\text{O}}_2 = 2\overset{+2}{\text{Zn}}\overset{-2}{\text{O}}$	II
$\overset{+2}{\text{Zn}}\overset{-2}{\text{O}} + \overset{+6}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}}_3 = \overset{+2}{\text{Zn}}\overset{+6}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}}_4$	III
$\overset{0}{\text{Zn}} + \overset{0}{\text{Cl}}_2 = \overset{+2}{\text{Zn}}\overset{-1}{\text{Cl}}_2$	IV
$\overset{0}{\text{Zn}} + 2\overset{+1}{\text{H}}\overset{-1}{\text{Cl}} = \overset{+2}{\text{Zn}}\overset{-1}{\text{Cl}}_2 + \overset{0}{\text{H}}_2\uparrow$	V
$\overset{+2}{\text{Zn}}(\overset{-2}{\text{O}})_2 = \overset{+2}{\text{Zn}}\overset{-2}{\text{O}} + \overset{+1}{\text{H}}\overset{-2}{\text{O}}$	VI

Зверніть увагу на ступені окиснення елементів у простих речовинах — вони дорівнюють нулю.

А тепер порівняймо значення ступенів окиснення елементів у реагентах і продуктах реакції для кожного з наведених рівнянь. Як видно, у рівняннях I, III і VI жоден з хімічних елементів не змінив ступеня окиснення. Отже, реакції (I, III, VI) належать до реакцій, що відбулися без змін ступенів окиснення елементів. Реакції, описані рівняннями II, IV, V, містять елементи, які змінили ступені окиснення. Їх зараховують до окисно-відновних реакцій.

Реакції, які відбуваються зі зміною ступенів окиснення елементів, називають окисно-відновними.

Зверніть увагу, що в більшості окисно-відновних реакцій беруть участь або утворюються прості речовини. У розглянутих випадках — це цинк і кисень (II), цинк і хлор (IV), цинк і водень (V).



Підсумки

1. За ознакою зміни ступенів окиснення хімічних елементів реакції поділяють на дві великі групи:

- реакції, що відбуваються без зміни ступенів окиснення елементів;
- реакції, що відбуваються зі зміною ступенів окиснення елементів, — їх називають окисно-відновними реакціями.

2. Окисно-відновними реакціями є зазвичай реакції розкладу, сполучення і заміщення. Більшість реакцій обміну не належать до окисно-відновних реакцій.



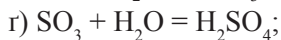
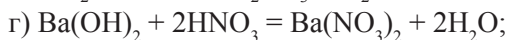
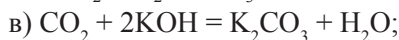
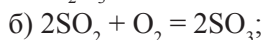
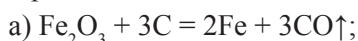
Контрольні запитання

1. Які реакції називають окисно-відновними, а які — ні?
2. Наведіть приклад двох окисно-відновних реакцій за участі хлоридної кислоти.
3. Як довести, що реакція є окисно-відновною?



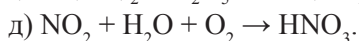
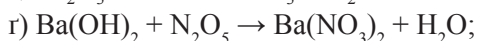
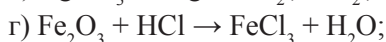
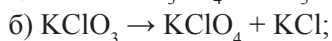
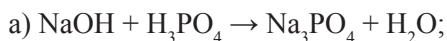
Вправи та задачі

1. Укажіть рівняння окисно-відновних реакцій:



2. Визначте ступені окиснення Мангану в сполуках: MnO , MnO_2 , MnO_3 .

3. Перетворіть схеми реакцій на рівняння. Серед наведених схем виберіть ті, що не відповідають окисно-відновним реакціям. Поясніть свій вибір:



4. Манган утворює дві солі з однаковим якісним складом. Формули цих речовин — Na_2MnO_4 та NaMnO_4 . Укажіть формулу речовини, у якій Манган виявляє найвищий ступінь окиснення. Обчисліть відносну молекулярну масу, молярну масу її та кількість речовини у 28,4 г цієї солі.

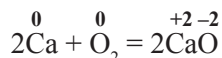
§ 17. Процеси окиснення і відновлення. Окисники і відновники

Ознайомившись із матеріалом параграфа, ви:

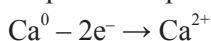
- з'ясуєте, які два процеси відбуваються в кожній окисно-відновній реакції;
- навчитесь розрізняти процеси окиснення і відновлення, відновники й окисники, речовини, які окиснюються і відновлюються.

Окиснення і відновлення

З'ясуємо, чому реакції, які відбуваються зі зміною ступенів окиснення елементів, назвали окисно-відновними. Зміна ступеня окиснення елемента зумовлена переходом електронів від атома одного елемента до атома іншого. Розгляньмо реакцію кальцію з киснем:



Атом Кальцію віддає два електрони й перетворюється на катіон Ca^{2+} :



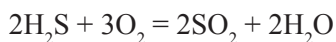
Процес віддачі електронів атомом, молекулою чи йоном називають окисненням.

Втрачені атомом Кальцію електрони переходять до молекули кисню O_2 . Кожен атом Оксигену, що входить до складу молекули кисню, може приєднати лише два електрони. При цьому він перетворюється на аніон O^{2-} :

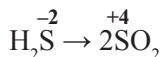


Оскільки молекула кисню містить два атоми Оксигену, то більш правильним буде запис: $O_2^0 + 4e^- \rightarrow 2O^{2-}$

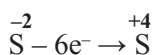
Розгляньмо інший приклад. Під час окисно-відновної реакції гідроген сульфід H_2S перетворюється на іншу сполуку — сульфур(IV) оксид SO_2 :



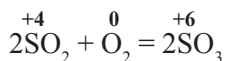
Визначимо ступені окиснення Сульфур у обох речовинах:



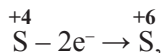
У гідроген сульфіді атом Сульфуру має найнижчий ступінь окиснення -2 і змінює його до $+4$ в SO_2 . При цьому він втрачає $6e^-$. Отже, процес окиснення можна записати так:



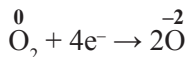
Розгляньмо іншу реакцію — окиснення сульфур(IV) оксиду киснем з утворенням сульфур(VI) оксиду. Її можна записати рівнянням:



У цій реакції атом Сульфуру віддає 2 електрони:



а два атоми Оксигену у складі молекули кисню приєднують 4 електрони:

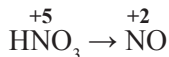


Приєднання електронів молекулою кисню — це процес відновлення.

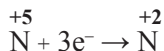
Процес приєднання електронів атомом, молекулою чи йоном називають відновленням.

Наведемо кілька інших прикладів процесів відновлення.

Під час однієї з реакцій, у якій бере участь нітратна кислота, утворюється нітроген(II) оксид:



Атом Нітрогену, приєднавши $3e^-$, змінює ступінь окиснення від $+5$ (найвищого) до $+2$:



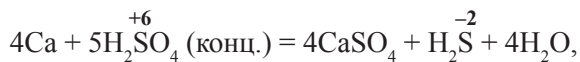
У реакції, що описана рівнянням



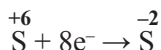
**Лев Володимирович
Писаржевський**
(1874–1938)

видатний хімік, академік АН СРСР і УРСР. Уперше розробив теорію окисно-відновних реакцій (1914), поклавши в її основу припущення про перехід електронів від одних частинок до інших.

Створив електронну теорію каталізу. Був професором Київського політехнічного інституту, з 1927 року — директор Українського інституту фізичної хімії. Нині цей інститут названо його іменем. Популяризатор науки, перший редактор (разом з В. О. Вагнером) журналу «Природа».



атом Сульфуру, приєднавши $8e^-$, змінює ступінь окиснення з $+6$ на -2 :



Процес окиснення завжди супроводжує процес відновлення.

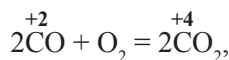
Під час окисно-відновної реакції атоми одних елементів втрачають певну кількість електронів, а інші атоми натомість повинні приєднати ту ж кількість електронів.

Окисники й відновники

У кожній окисно-відновній реакції є речовини, які називають *окисником* і *відновником*.

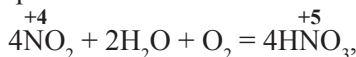
Відновник — це частинка (молекула, атом чи йон), що ***відає*** електрони.

Відновник втрачає електрони й окиснюється, ступінь окиснення елемента підвищується. Так, у реакції окиснення карбон(II) оксиду (чадного газу), що описана рівнянням:

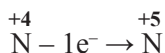


елементом-відновником є атом Карбону у складі карбон(II) оксиду. Тому можна стверджувати, що карбон(II) оксид у цій реакції є речовиною-відновником.

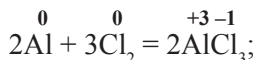
У реакції, що описана рівнянням:



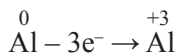
відновником є нітроген(IV) оксид NO_2 , бо атом Нітрогену, який входить до його складу, підвищує ступінь окиснення від $+4$ до $+5$:



Відновниками можуть бути складні й прості речовини — метали і неметали: цинк, алюміній, сірка, фосфор, водень. Наприклад, у реакції, що описана рівнянням:



тобто відновником є алюміній:

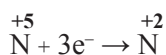


Окисник — це частинка (молекула, атом чи йон), що ***приєднує*** електрони.

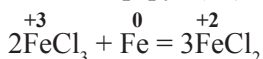
При цьому окисник приєднує електрони й відновлюється, а ступінь окиснення елемента знижується. Сильним окисником є, наприклад, нітратна кислота. Під час взаємодії фосфору з розбавленою нітратною кислотою утворюється нітроген(II) оксид:



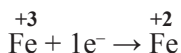
Атом Нітрогену змінює ступінь окиснення від $+5$ (найвищого для нього) до $+2$:



Інший приклад — реакція заліза з ферум(III) хлоридом:



Окисником є ферум(III) хлорид, бо атом Феруму, що входить до складу солі, приспудує один електрон і знизує ступінь окиснення:



Знаючи ступінь окиснення елемента в речовині, можна передбачити його окисно-відновні властивості:

- якщо в речовині є елемент, який виявляє найвищий ступінь окиснення, то речовина може бути лише окисником;
- якщо в речовині є елемент, який виявляє найнижчий ступінь окиснення, то речовина може бути лише відновником.

Розгляньте речовини (і йони), які виявляють відновні та окисні властивості:

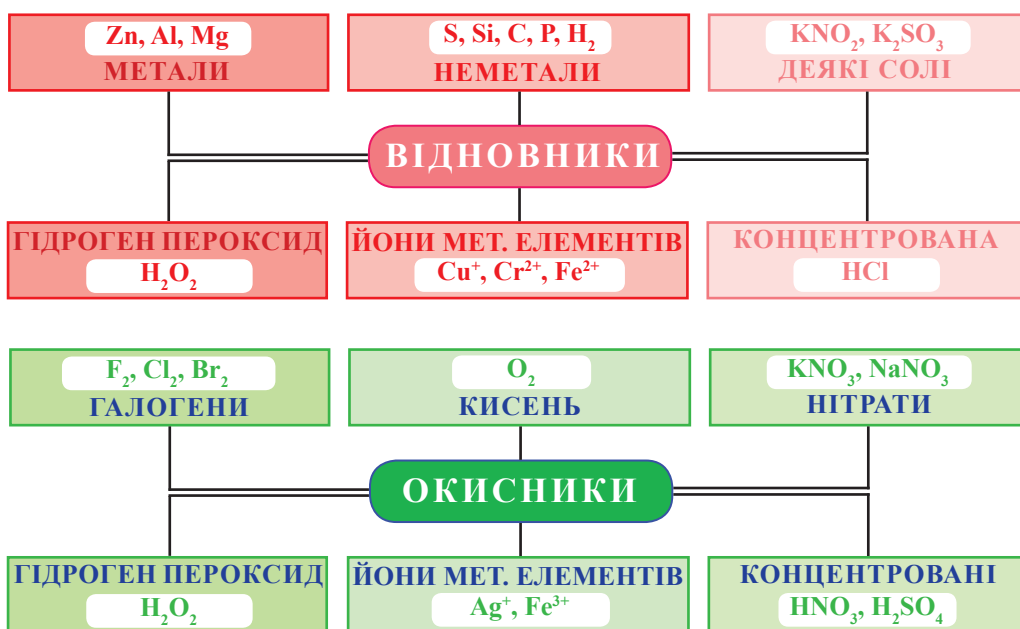


Схема 17.1. Найважливіші відновники та окисники

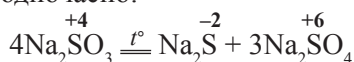
Є низка речовин, які містять елементи з проміжними ступенями окиснення і можуть виявляти властивості як окисника, так і відновника. Наприклад, у натрій сульфаті Na₂SO₃ Сульфур має ступінь окиснення +4, у калій хлораті KClO₃ Хлор має ступінь окиснення +5, у гідроген пероксиді H₂O₂ Оксиген має ступінь окиснення –1.

Ці ступені окиснення елементів називають проміжними. Так, зважаючи на будову атомів Сульфуру і Хлору та їхнє розміщення в періодичній системі, можна стверджувати, що:

а) найнижчий ступінь окиснення Сульфуру дорівнює -2 , а найвищий — $+6$; отже ступінь окиснення $+4$ є проміжним;

б) найнижчий ступінь окиснення Хлору дорівнює -1 , а найвищий — $+7$; отже ступінь окиснення $+5$ також є проміжним.

У реакції термічного розкладання натрій сульфїту Na_2SO_3 Сульфур є і окисником, і відновником одночасно:



Підсумки

1. Процес віддачі електронів атомом, молекулою чи йоном називають окисненням.
2. Процес приєднання електронів атомом, молекулою чи йоном називають відновленням.
3. Відновник — це частинка, що віддає електрони.
4. Окисник — це частинка, що приєднує електрони.
5. У кожній окисно-відновній реакції одночасно відбуваються два процеси: окиснення і відновлення.



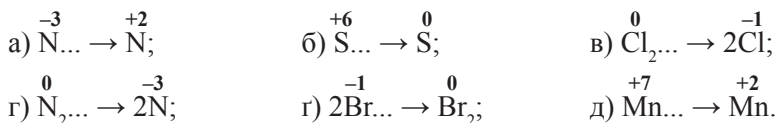
Контрольні запитання

1. Як називають процес віддачі електронів?
2. Як називають процес приєднання електронів?
3. Як змінюється ступінь окиснення елемента, що виявляє відновні властивості?
4. Як змінюється ступінь окиснення елемента, якщо він є окисником?
5. Як називають частинки, що: а) віддають; б) приєднують електрони?
6. Як можна передбачити за хімічною формулою речовини, виявляє вона окисні чи відновні властивості?
7. Назвіть найважливіші окисники і відновники та наведіть їх формули.
8. Чи правильно стверджувати, що калій нітрит KNO_2 в окисно-відновних реакціях є лише окисником?



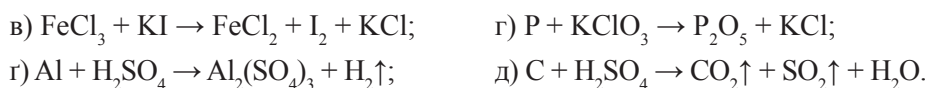
Вправи та задачі

1. Упишіть кількість електронів, що приєднують або втрачають частинки у схемах процесів окиснення і відновлення елементів:



2. Укажіть речовину-окисник та речовину-відновник у схемах реакцій:

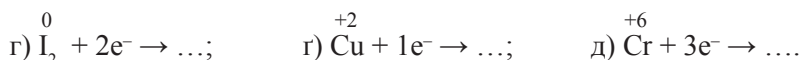
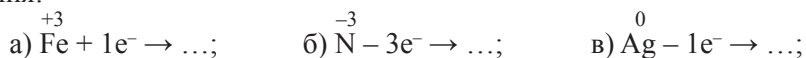




3. Які з наведених речовин — Mg_3P_2 , K_2CrO_4 , SO_2 , KI , CaH_2 , Cu , H_2O_2 , HNO_3 , FeS — можуть виявляти:

а) лише окисні властивості; б) лише відновні властивості?

4. Завершіть схеми, укажіть, які з них є процесами окиснення, а які — відновлення:



5. Які з йонів — Al^{3+} , Mn^{2+} , Cu^{2+} , Cu^+ , Se^{2-} , SO_3^{2-} , NO_3^- , NO_2^- , S^{2-} — можуть виявляти: а) лише окисні властивості; б) лише відновні властивості; в) і окисні, і відновні властивості? Відповідь поясніть.

6*. У солі KEO_4 масова частка Оксигену становить 40,51 %.

1) Назвіть елемент **Е**, укажіть його протонне число.

2) Поясніть, чому вказана сіль може бути лише окисником.

7*. Елемент **Е** утворює вищий оксид E_2O_5 . Масова частка Гідрогену в леткій сполуці елемента **Е** з Гідрогеном становить 0,1765. Назвіть елемент **Е**. Укажіть, які — окисні чи відновні — властивості він виявляє і чому.

8. Напишіть рівняння реакції розкладу гідроген пероксиду та доведіть, що в цій реакції він є і відновником, і окисником.

§ 18. Складання рівнянь окисно-відновних реакцій

Ознайомившись із матеріалом параграфа, ви:

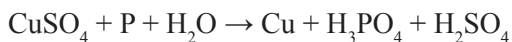
- опануєте методи електронного балансу для складання окисно-відновних реакцій;
- навчитесь добирати коефіцієнти в схемах окисно-відновних реакцій.

У багатьох реакціях традиційний добір коефіцієнтів потребує багато часу і зусиль. Це особливо стосується реакцій, де кількість речовин-реагентів зростає до трьох, а кількість речовин-продуктів може бути чотири і більше. Для складання окисно-відновних реакцій зазвичай використовують спеціальний метод — *метод електронного балансу*. Він базується на порівнянні ступенів окиснення атомів, що є в речовинах-реагентах і речовинах-продуктах.

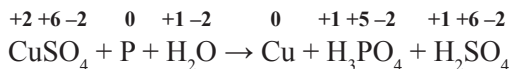
Для встановлення коефіцієнтів використовують таке правило: *кількість електронів, які віддає відновник, дорівнює кількості електронів, які приєднує окисник.*

Розгляньмо метод електронного балансу на таких прикладах.

Приклад 1. Скласти рівняння окисно-відновної реакції, яка описана схемою:

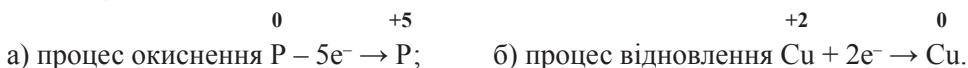


1. Спочатку визначаємо ступінь окиснення кожного елемента в речовинах-реактантах та речовинах-продуктах:



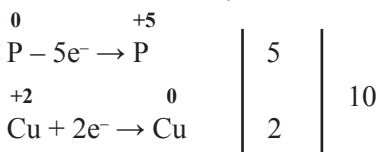
2. З'ясуємо, в атомів яких елементів відбувається зміна ступеня окиснення. Як бачимо, атом Фосфору змінює ступінь окиснення від 0 до +5, він — відновник, а сам при цьому окиснився. Ступінь окиснення атома Купруму змінився від +2 до 0, а сам він виступив окисником і відновився.

3. Записуємо обидві схеми:



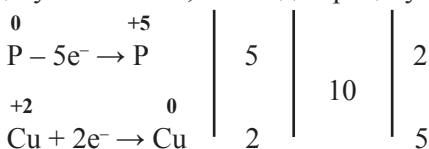
Зверніть увагу, що кількість електронів, які віддає відновник (5) і які приєднує окисник (2), у схемах є різною.

4. Для того щоб зрівняти кількості електронів, які віддав відновник (5e⁻) і приєднав окисник (2e⁻), необхідно дібрати множник для кожного із зазначених процесів. Для цього шукаємо найменше спільне кратне (2 · 5 = 10):

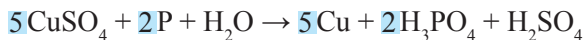


Операцію з пошуку найменшого спільного кратного можна не записувати, а виконувати усно.

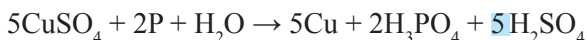
5. Відділяємо схеми вертикальною лінією і записуємо множники 2 і 5 (2 — до процесу окиснення, а 5 — до процесу відновлення):



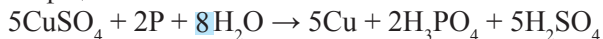
Множники 2 і 5 є коефіцієнтами, які потрібно поставити в схему реакції, щоб перетворити її на рівняння. Коефіцієнт 2 ставимо перед формулами фосфору й ортофосфатної кислоти, а 5 — перед формулами міді й купрум(II) сульфату (зауважте, що передусім коефіцієнти ставлять перед формулами речовин, у яких ступінь окиснення елемента дорівнює 0). Одержуємо:



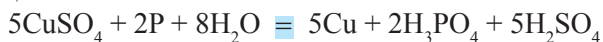
6. Продовжуємо добирати коефіцієнти. Зважаючи на те, що в лівій частині схеми є 5 атомів Сульфуру, ставимо коефіцієнт 5 перед формулою сульфатної кислоти:



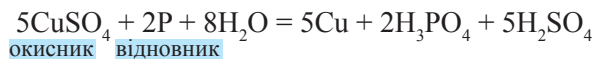
Обчислимо кількість атомів Гідрогену: у правій частині схеми їх є 16 (6 — у двох молекулах H_3PO_4 і 10 — у п'яти молекулах H_2SO_4). Отже, перед формулою води поставимо коефіцієнт 8:



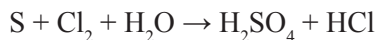
Нарешті, перерахувавши атоми Оксигену в лівій і правій частинах рівняння, переконуємось, що їх є по 28.



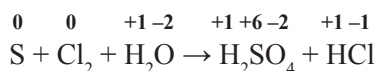
У кожному рівнянні окисно-відновної реакції бажано вказати речовини чи йони, що є окисниками і відновниками:



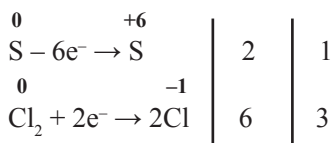
Приклад 2. Розгляньмо окисно-відновну реакцію, схема якої:



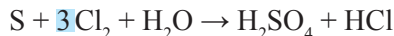
Розставивши ступені окиснення всіх елементів, одержимо:



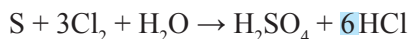
Запишемо схеми процесів окиснення та відновлення, поставимо множники 2 і 6, які можна скоротити до 1 і 3:



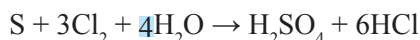
Кількість атомів Сульфуру в правій і лівій частинах однакова (дорівнює 1). Перед Cl_2 ставимо коефіцієнт 3:



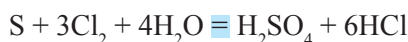
Кількість атомів Хлору в лівій частині — 6. Щоб у правій частині також отримати 6 атомів, ставимо перед HCl коефіцієнт 6:



Обчислимо кількість атомів Гідрогену в правій частині рівняння: їх 8. Отже, перед формулою води потрібно поставити коефіцієнт 4:



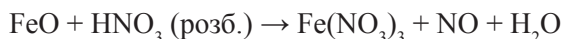
Перевіряємо кількість атомів Оксигену: їх по 4 у правій і лівій частинах. Отже:



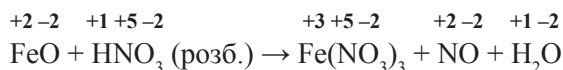
Указуємо окисник і відновник:



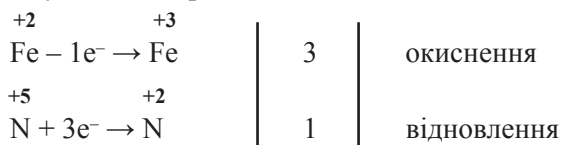
Приклад 3. Розгляньмо добір коефіцієнтів для окисно-відновної реакції, схема якої:



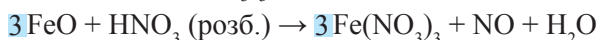
Указавши ступені окиснення елементів, одержимо:



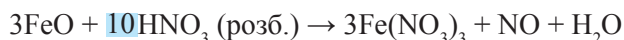
Записуємо схеми процесів окиснення і відновлення, ставимо множники, щоб збалансувати електрони:



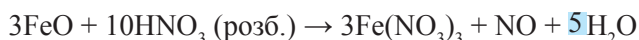
Перед формулами FeO і Fe(NO₃)₃ ставимо коефіцієнт 3. Одержуємо:



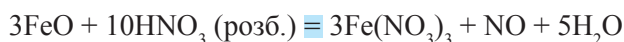
Коефіцієнт 1 стосується лише NO, тому що частина атомів Нітрогену в йоні NO₃⁻ не відновилась, а увійшла до складу солі — ферум(III) нітрату. Обчислюємо загальну кількість атомів Нітрогену в правій частині рівняння: їх є 10 (9 + 1). Отже, перед формулою нітратної кислоти ставимо коефіцієнт 10:



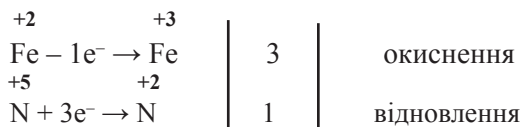
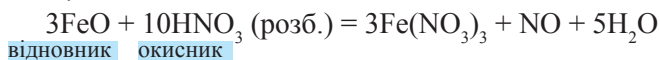
Щоб зрівняти кількість атомів Гідрогену, необхідно перед формулою води поставити коефіцієнт 5:



Підрахувавши кількість атомів Оксигену в лівій і правій частинах рівняння, переконуємося у правильності його написання (по 33 атоми Оксигену):



У цьому рівнянні окисно-відновної реакції відновник — ферум(II) оксид FeO, тому що до його складу входить йон Fe²⁺, який віддав електрони. Окисником виступає нітратна кислота HNO₃. У її складі є аніон NO₃⁻, а в аніоні — атом Нітрогену з найвищим ступенем окиснення +5, який приєднав 3 електрони. Отже, підсумовуючи все, запишемо:



Підсумки

1. Рівняння окисно-відновних реакцій складають, використовуючи метод електронного балансу.
2. Для добору коефіцієнтів керуються правилом: кількість електронів, які віддає відновник (атоми, молекули чи йони), має дорівнювати кількості електронів, які приєднує окисник.

3. Правильно складене рівняння окисно-відновної реакції забезпечує точне написання схем процесів окиснення і відновлення та встановлення множників, щоб збалансувати електрони.



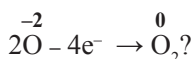
Контрольні запитання

1. Опишіть основні етапи складання електронного балансу для окисно-відновної реакції.

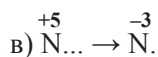
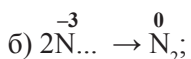
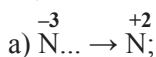
2. Чи правильним є твердження, що два атоми Нітрогену, що утворюють молекулу азоту, приєднуючи $6e^-$, окиснюються? Запишіть схему цього процесу та назвіть його.

3. Як називають процес, описаний схемою: $Pb^{+4} + 2e^- \rightarrow Pb^{+2}$?

4. Чи правильним є твердження, що Окисген в описаній схемі відновлюється:

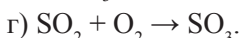
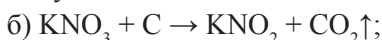


5. Яку кількість електронів втрачає (чи приєднує) Нітроген у процесі окиснення (чи відновлення), що відповідає схемам:



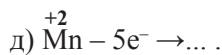
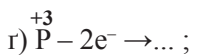
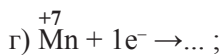
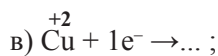
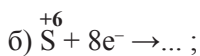
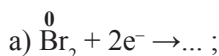
Вправи та задачі

1. Складіть рівняння окисно-відновних реакцій за наведеними схемами, використавши метод електронного балансу:

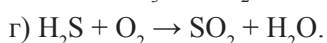
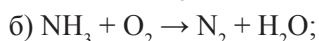


Укажіть речовини — окисники та відновники, процеси окиснення і відновлення.

2. Завершіть схеми наведених процесів:

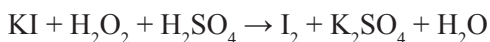


3. За допомогою методу електронного балансу здійсніть добір коефіцієнтів для окисно-відновних реакцій, перебіг яких описано схемами:



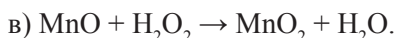
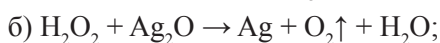
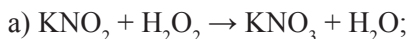
4*. Установіть формулу речовини, склад якої описує формула E_2O_2 (E — невідомий елемент). Масова частка Оксигену в цій сполуці становить 94,14%. Назвіть цю речовину. Які окисно-відновні властивості, на вашу думку, може виявляти ця речовина? Відповідь обґрунтуйте.

5. Взаємодія калій йодиду з гідроген пероксидом за наявності сульфатної кислоти описана схемою:



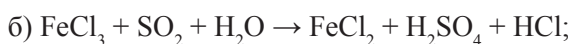
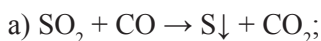
У якій ролі (окисника чи відновника) виступає гідроген пероксид? Складіть рівняння реакції методом електронного балансу.

6. Для кожної з реакцій, схеми яких наведені, укажіть речовини — окисники та відновники:



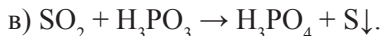
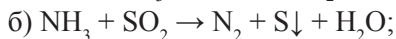
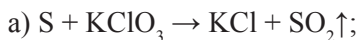
Складіть відповідні рівняння реакцій. Зробіть висновок щодо окисно-відновних властивостей гідроген пероксиду.

7. Порівняйте окисно-відновні властивості сульфур(IV) оксиду в реакціях, схеми яких наведено:



Зробіть висновок і обґрунтуйте, чому в одних реакціях сульфур(IV) оксид є відновником, а в інших — окисником. Складіть рівняння реакцій, користуючись методом електронного балансу.

8. Складіть рівняння окисно-відновних реакцій за наведеними схемами, використовавши метод електронного балансу:



§ 19. Значення окисно-відновних процесів у природі, промисловості та житті людини

Ознайомившись із матеріалом параграфа, ви:

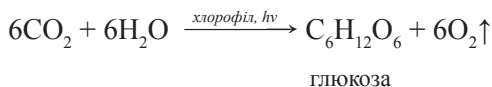
- дізнаєтесь про те, які окисно-відновні процеси відбуваються в природі;
- зрозумієте важливість окисно-відновних процесів для існування живих організмів;
- з'ясуєте напрямки використання окисно-відновних процесів у промисловості;
- запам'ятаєте типи окисно-відновних реакцій.

Окисно-відновні процеси в природі та житті людини

Більшість хімічних процесів, що відбувається в природі та здійснюється людиною в практичній діяльності, є окисно-відновними реакціями.

Саме окисно-відновні реакції відіграють значну роль у біохімічних процесах: диханні, гнитті, фотосинтезі, інших реакціях обміну речовин.

Запишемо рівняння реакції, що описує фотосинтез:

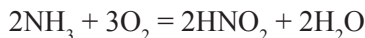


Чому, навіть не визначаючи ступенів окиснення елементів, одразу можна стверджувати, що це рівняння окисно-відновної реакції?

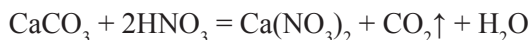
Карбон(IV) оксид утворюється під час спалювання органічних речовин, під час гниття, а також під час дихання. А завдяки процесу фотосинтезу з карбон(IV) оксиду знову утворюються органічні речовини. Сонячне проміння поглинається в клітинах рослин за допомогою хлорофілу. У рослинах синтезуються вуглеводи — глюкоза, крохмаль, целюлоза й інші речовини.

Довкілля можна розглядати як гігантську лабораторію, у якій щомиті відбуваються різноманітні хімічні реакції, більшість з яких є окисно-відновними.

Розгляньмо лише деякі з них. Завдяки життєдіяльності ґрунтових бактерій рештки тварин і рослин розкладаються. При цьому виділяється амоніак NH_3 . Потім цей газ під дією інших бактерій частково піддається окисненню:

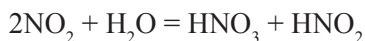
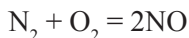


А нітратна кислота вже взаємодіє з карбонатами, що є в ґрунті:



Саме тому в місцях гниття посліду тварин і решток рослин з'являється велика кількість нітратів.

Під час грозових розрядів відбувається низка таких хімічних реакцій:



нітратна кислота нітритна кислота

Чи всі три реакції є окисно-відновними? Чи міститься серед речовин-реагентів речовина, яка одночасно є і окисником, і відновником?

Кислоти, що утворюються, разом з атмосферними опадами потрапляють у ґрунт, де перетворюються на солі — нітрати й нітрити. Таким чином на 1 га ґрунту за 1 рік потрапляє в середньому від 4 до 15 кг Нітрогену.

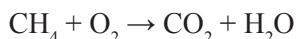
Не менш цікаві окисно-відновні реакції відбуваються в природі за участі Сульфуру. Сульфур, який входить до складу білків, — один з найнеобхідніших для живих істот елементів. Після загибелі рослин і тварин їхні білки розкладаються з виділенням гідроген сульфїду H_2S .

Окисно-відновні процеси в промисловості

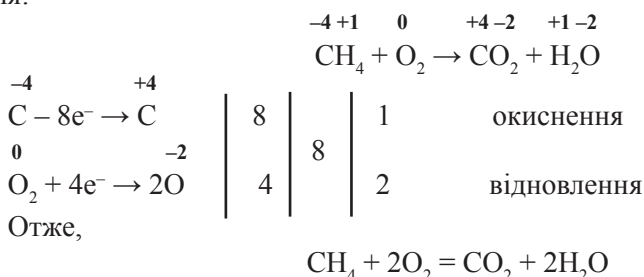
З метою добування і використання енергії проводять доволі значну кількість окисно-відновних реакцій. Назвемо деякі з них:

- а) горіння природного газу, бензину, дизельного пального у двигунах автомобілів, літаків; ракетного пального — у двигунах ракет;
- б) спалювання різних видів палива на теплоелектростанціях;
- в) одержання горючих газів (CO , H_2 , CH_4) з вугілля;
- г) процеси окиснення і відновлення, що відбуваються в гальванічних елементах (аккумулятори, батарейки).

Запишемо схему горіння метану — основного компонента природного газу:



Доведемо, що ця реакція є окисно-відновною, і перетворимо схему на рівняння:

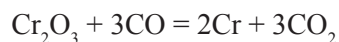
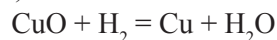


Окисно-відновні процеси в металургії



Рис. 19.1. Виплавлення свинцю

Метали зазвичай добувають з руд завдяки реакціям, які називають *реакціями відновлення*. Відновники, які найчастіше використовують, — це водень H_2 , карбон(II) оксид (CO), кокс (C), активні метали (Al , Mg тощо):

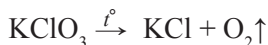


В останній реакції карбон(II) оксид є відновником, а хром(III) оксид — окисником, тому що атом Карбону в складі CO віддає електрони, натомість атом Хрому в складі Cr₂O₃ приймає електрони. Такі окисно-відновні реакції називають міжмолекулярними.

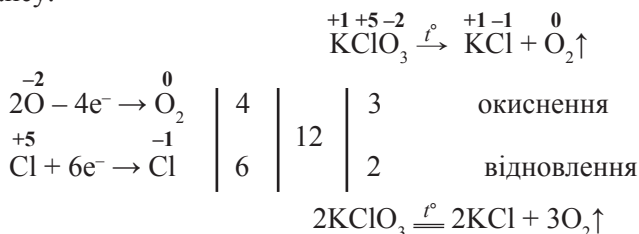
Міжмолекулярними називають такі окисно-відновні реакції, у яких елемент-відновник та елемент-окисник є в складі різних речовин-реактивів.

Окисно-відновні процеси в піротехніці

Для добування вибухових речовин і сумішей, виготовлення феєрверків, бенгальських вогнів тощо використовують багато різних хімічних речовин. Серед них — бертолетова сіль KClO₃. Наведемо схему розкладання цієї солі під час нагрівання (до 550–620 °C):



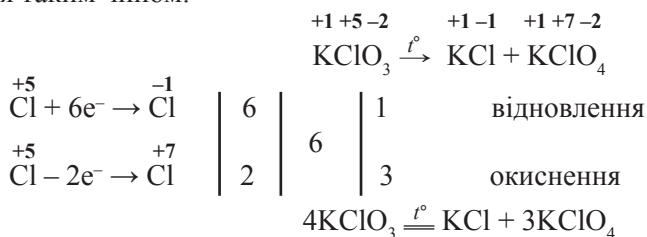
Перетворимо схему реакції на рівняння, скориставшись методом електронного балансу:



Зверніть увагу на те, що KClO₃ є і окисником, і відновником. У формульній одиниці солі містяться елемент-відновник (Оксиген) та елемент-окисник (Хлор). Такі реакції називають внутрішньомолекулярними окисно-відновними реакціями.

Внутрішньомолекулярними називають такі окисно-відновні реакції, у яких атоми елемента-відновника та елемента-окисника є складовими однієї речовини-реактива.

За інших умов нагрівання (до 400 °C) розкладання бертолетової солі відбувається таким чином:



Зауважмо, що в цій реакції елемент Хлор є й окисником, і відновником.

Реакції, у яких той самий елемент є й окисником, і відновником і є складовим однієї речовини-реактива, називають реакціями диспропорціонування, або реакціями самоокиснення-самовідновлення.

Окисно-відновні процеси в хімічному виробництві

Виробництво багатьох складних хімічних речовин також базується на окисно-відновних реакціях:

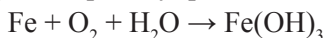
- амоніаку NH_3 , який використовують для добування нітратної кислоти і мінеральних добрив;
- кислот: сульфатної H_2SO_4 , хлоридної HCl ;
- лугів тощо.

Деякі окисно-відновні реакції завдають шкоди. Вони спричиняють пожежі, псування продуктів харчування, іржавіння металів, зокрема заліза. Ви, звичайно, бачили іржаві залізні вироби.



Рис. 19.2. Іржавіння заліза

Іржавіння — це окисно-відновна реакція за участі заліза як відновника. У ролі окисника виступає кисень повітря. Зазвичай у цьому процесі бере участь вода. Наведемо схему сумарного процесу іржавіння заліза:



Складіть схему електронного балансу та перетворіть схему реакції на рівняння. Укажіть речовину-окисник і речовину-відновник.



Підсумки

1. Більшість хімічних процесів, що відбувається в природі та здійснюється людиною в практичній діяльності, є окисно-відновними реакціями.
2. Метали зазвичай добувають з руд завдяки реакціям, які називають відновленням.
3. Міжмолекулярними окисно-відновними реакціями називають такі реакції, у яких атоми, що відновлюються та окиснюються, є складовими різних речовин.
4. Внутрішньомолекулярними окисно-відновними реакціями називають такі реакції, у яких атоми елемента-відновника та елемента-окисника є складовими однієї речовини-реагента.
5. Реакції, у яких той самий елемент є і окисником, і відновником, називають реакціями диспропорціонування (самоокиснення-самовідновлення).
6. Іржавіння — це окисно-відновна реакція за участі заліза як відновника. У ролі окисника виступає кисень повітря.



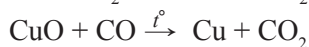
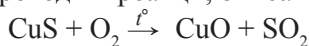
Контрольні запитання

1. У яких природних процесах відбуваються окисно-відновні реакції?
2. Опишіть процес фотосинтезу, назвіть речовини, які беруть у ньому участь.
3. Для добування яких речовин використовують окисно-відновні реакції?
4. Чи відбуваються окисно-відновні реакції під час роботи двигуна внутрішнього згоряння?
5. Яке значення окисно-відновних реакцій для життя людини?
6. Назвіть руйнівні процеси, в основі яких лежать окисно-відновні реакції.



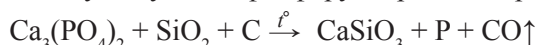
Вправи та задачі

1. Одна руда, із якої добувають цінний метал — мідь, містить купрум(II) сульфід. Щоб одержати метал, проводять реакції, описані схемами:



Перетворіть ці схеми на рівняння реакцій. Укажіть процеси окиснення і відновлення, речовини-окисники та речовини-відновники.

2. Фосфор добувають із природних сполук (руд), що містять кальцій ортофосфат. Перетворіть схему добування фосфору на рівняння реакції:



Укажіть процеси окиснення і відновлення, речовини-окисники і речовини-відновники.

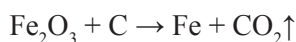
3. Цинк добувають із *цинкової обманки*, основною складовою якої є цинк сульфід. Процес добування відбувається у два етапи:

1) спочатку цинк сульфід випалюють (реакція з киснем);

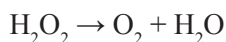
2) одержаний цинк оксид відновлюють вуглецем.

Напишіть рівняння описаних реакцій. Доведіть, що ці реакції є окисно-відновними.

4. За допомогою методу електронного балансу здійсніть добір коефіцієнтів у схемі процесу добування заліза:



5. Гідроген пероксид з масовою часткою H_2O_2 3 % використовують як антисептик для обробки глибоких ран у медицині (для поверхневих ран застосовувати не бажано, оскільки він збільшує термін загоєння). Гідроген пероксид — речовина нестійка, під час тривалого зберігання (особливо у розчині) повільно відбувається реакція, описана схемою:



Перетворіть схему на рівняння реакції. Чи можна цю реакцію назвати реакцією самоокиснення-самовідновлення?

§ 20. Термохімічні рівняння. Тепловий ефект хімічної реакції

Ознайомившись із матеріалом параграфа, ви:

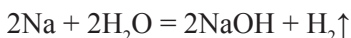
- дізнаєтесь, як реакції класифікують за тепловим ефектом;
- навчитесь розрізняти екзо- й ендотермічні реакції;
- навчитесь складати термохімічні рівняння.

Хімічні реакції відбуваються з поглинанням чи виділенням енергії. Зазвичай ця енергія поглинається чи виділяється у вигляді теплоти, а іноді й світла.

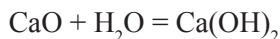
Реакції, під час яких теплота виділяється, називають екзотермічними.

Частина таких реакцій відбувається без створення особливих умов для їх перебігу. До початку реакції приводить лише контакт речовин-реактивів, зокрема:

а) взаємодія активних металів з водою:



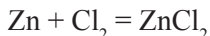
б) взаємодія оксидів з водою:



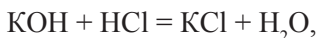
в) взаємодія металів з кислотами:



г) сполучення металів з галогенами:



Теплота також виділяється під час взаємодії сильних кислот з лугами. Реакції нейтралізації супроводжуються виділенням теплоти. Так, якщо в пробірку із 2–3 мл хлоридної кислоти додати 2–3 мл розчину калій гідроксиду:



то навіть на дотик можна відчутти, що нижня частина пробірки стане теплою.

З виділенням теплоти відбуваються всі реакції горіння (вугілля, природного газу, сірки, магнію тощо), але для їх проведення (принаймні для початку) зазвичай речовини потрібно нагріти. Згадайте, що ви робите, щоб розпалити вогнище чи підпалити вугілля або дрова в каміні. Ви ініціюєте реакцію горіння:



Теплоту хімічних реакцій горіння люди з давніх-давен використовують для обігрівання своїх помешкань, приготування їжі. Для цього вони спалюють деревину, рослинні рештки, вугілля, природний газ. Нині реакції горіння також вико-

ристовуюють на металургійних заводах, коксохімічних, теплоенергетичних підприємствах, для роботи двигунів літаків, автомобілів, для запуску ракет, виготовлення ферверків:

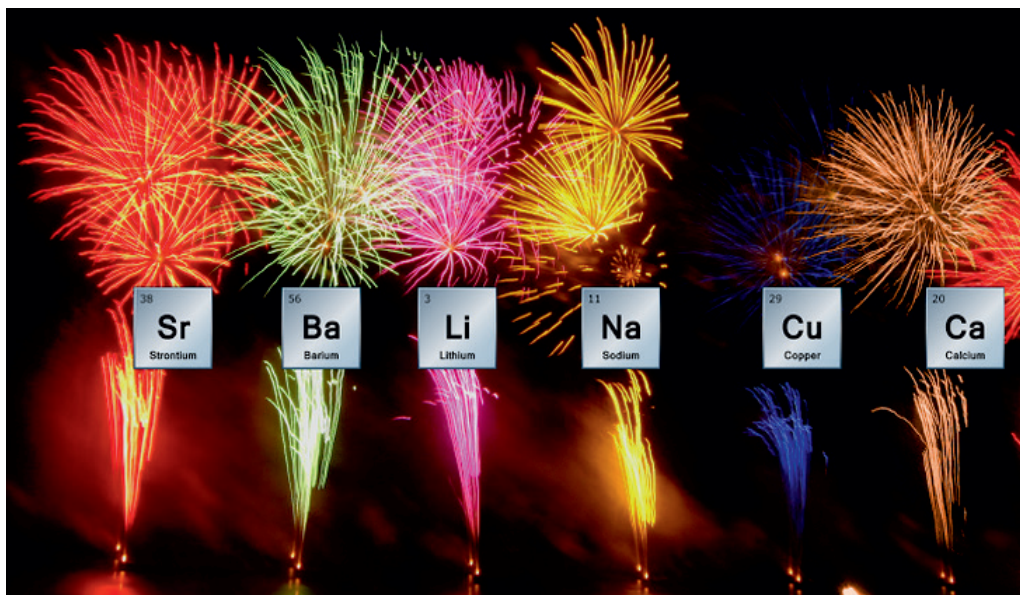


Рис. 20.1. Різнокольорові феєрверки

Є реакції, які відбуваються з поглинання теплоти. Це зазвичай реакції:

1) відновлення:

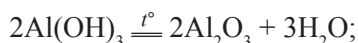


2) розкладання:

а) оксидів:



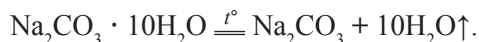
б) гідроксидів:



в) оксигеновмісних солей:



г) кристалогідратів:



Для здійснення таких реакцій речовини потрібно нагрівати постійно. Якщо нагрівання припинити, то зупиняється й перебіг хімічного перетворення.

Тепловий ефект хімічної реакції

Реакції, під час яких теплота поглинається, називають ендотермічними.

*Виділення або поглинання теплоти під час хімічної реакції називають **тепловим ефектом реакції**.*

Тепловий ефект — один з можливих зовнішніх ефектів, що супроводжують процес перетворення одних речовин на інші.

З курсу фізики вам відомо, що енергію руху та взаємодії частинок, з яких складається речовина, називають *внутрішньою енергією*.

Вона складається з енергії всіх частинок речовини (атомів, молекул, йонів) та енергії хімічних зв'язків між ними. Хімічна реакція завжди супроводжується зміною не лише складу й будови речовини, а й зміною внутрішньої енергії. Перебіг реакції пов'язаний з розривом одних зв'язків і виникненням інших. Звісно, при цьому змінюється внутрішня енергія реагентів і продуктів.

*Якщо під час реакції сумарна внутрішня енергія реагентів більша за внутрішню енергію продуктів, то відбувається **виділення теплоти**.*

Така реакція є *екзотермічною*.

*Якщо загальна внутрішня енергія реагентів менша за внутрішню енергію продуктів, то відбувається **поглинання теплоти**.*

Така реакція є *ендотермічною*.

Зміну внутрішньої енергії речовин позначають спеціальним символом — ΔH (читають «дельта аш»). Якщо $\Delta H < 0$, то це означає, що реакція екзотермічна. Якщо $\Delta H > 0$ — реакція ендотермічна. Наведемо кілька прикладів екзо- та ендотермічних реакцій:

Екзотермічні реакції	Ендотермічні реакції
1. $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3$	1. $2\text{KMnO}_4 \xrightarrow{t^\circ} \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2 \uparrow$
2. $4\text{P} + 5\text{O}_2 = 2\text{P}_2\text{O}_5$	2. $2\text{HgO} \xrightarrow{t^\circ} 2\text{Hg} + \text{O}_2 \uparrow$
3. $\text{C}_2\text{H}_4 + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	3. $2\text{H}_2\text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{O}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
4. $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$	4. $2\text{NaNO}_3 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{NaNO}_2 + \text{O}_2 \uparrow$
5. $2\text{K} + \text{Br}_2 = 2\text{KBr}$	5. $\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$

Теплові ефекти визначають експериментально за допомогою *калориметрів*.

Іноді виникає потреба не лише зафіксувати сам факт поглинання чи виділення енергії під час хімічної реакції, а й визначити її кількісно.

*Хімічне рівняння, у якому вказано кількість теплоти, що виділяється або поглинається, називають **термохімічним**.*

Оскільки тепловий ефект реакцій залежить від агрегатного стану речовин, то в термохімічних рівняннях його, як правило, зазначають. Для цього використовують

позначення: т — тверда речовина, р — рідина, г — газоподібна речовина.

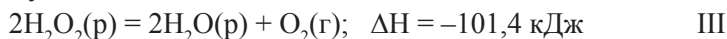
Зміну внутрішньої енергії (ΔH) записують у рівнянні окремо після коми з крапкою. Наприклад:



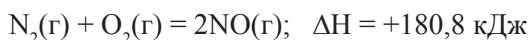
Цей запис означає, що під час взаємодії 2 моль водню і 1 моль кисню утворюється 2 моль водяної пари (газоподібна вода) і виділяється 483,6 кДж теплоти. Знак «мінус» означає, що реакція екзотермічна. Так можна прокоментувати будь-яке термохімічне рівняння.



Зауважмо, зміна агрегатного стану води (реакції I, II) зумовила зміну теплового ефекту реакції сполучення водню з киснем.



Інший приклад: рівняння реакції перетворення азоту на нітроген(II) оксид:



Під час сполучення 1 моль азоту з 1 моль кисню утворюється 2 моль нітроген(II) оксиду і поглинається 180,8 кДж теплоти.

Як видно з наведених термохімічних рівнянь, перші три реакції є екзотермічними тому, що $\Delta H < 0$, а реакція IV — ендотермічна, оскільки $\Delta H > 0$.

Потрібно пам'ятати, що тепловий ефект відповідає тій кількості речовини (моль), яка визначена коефіцієнтами рівняння. Це стосується всіх речовин, які є реагентами і продуктами реакцій.

Практичне значення теплового ефекту

Теплові ефекти реакцій обчислюють для визначення енергетичної цінності харчових продуктів, теплоти згоряння речовин, теплотворної здатності палива. Такі корисні копалини, як вугілля, торф, природний газ, використовують для одержання тепла в промислових умовах і побуті. Під час згоряння однакової кількості палива одні речовини даватимуть більшу кількість теплоти, інші — меншу.

Вивчаючи фізику, ви ознайомились із фізичною величиною *питомою теплою згоряння палива*. Пригадаймо, що це кількість теплоти, яка виділяється під час повного згоряння 1 кг палива. Це дає можливість порівнювати, який вид палива дає більше теплоти.



Підсумки

1. Реакції, під час яких теплота виділяється, називають екзотермічними, а реакції, під час яких теплота поглинається, — ендотермічними.
2. Реакції горіння речовин, взаємодії кислот з основами, оксидів металічних елементів з водою та кислот з металами є екзотермічними.
3. Реакції розкладу, відновлення належать до ендотермічних.

4. Виділення або поглинання теплоти під час хімічної реакції називають тепловим ефектом реакції.

5. Зміну внутрішньої енергії позначають ΔH . Якщо $\Delta H < 0$ — реакція екзотермічна, якщо $\Delta H > 0$ — ендотермічна.

6. Хімічне рівняння, у якому зазначено тепловий ефект, називають термохімічним.



Контрольні запитання

1. Дайте визначення екзотермічних та ендотермічних реакцій. Наведіть приклади.

2. Поясніть, що таке внутрішня енергія речовини.

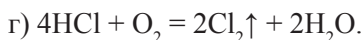
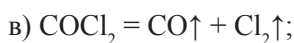
3. Чому одні реакції відбуваються з виділенням теплоти, а інші — з поглинанням?

4. Дайте визначення теплового ефекту реакцій.

5. Чи буде відбуватися реакція розкладу купрум(II) гідроксиду, якщо припинити нагрівання?

6. Відомо, що для певної реакції $\Delta H < 0$. Що це означає?

7. Укажіть, які з наведених рівнянь належать до екзотермічних реакцій, а які — до ендотермічних. Відповідь поясніть:



8. Чим відрізняється термохімічне рівняння від молекулярного?

9. Що означає знак «мінус» перед числовим значенням теплового ефекту?

10. Що означає знак «плюс» перед числовим значенням теплового ефекту?

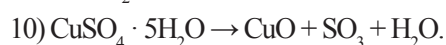
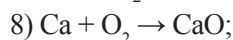
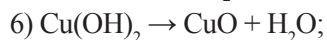
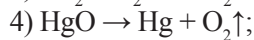
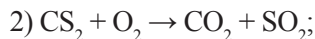
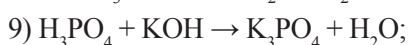
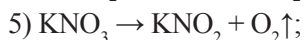
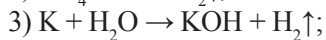
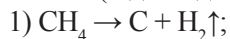


Вправи та задачі

1. Уперше перебіг реакцій цинку і сірки описав шведський хімік Георг Брандт. Він змішав подрібнені сірку (1 г) та цинк (2 г), а потім доторкнувся до суміші розпеченим сталевим шпателем. Спалахнуло полум'я, з'явився густий білий дим.

Напишіть рівняння реакції. Яка — екзо- чи ендотермічна — ця реакція?

2. Перетворіть наведені схеми на рівняння реакцій та вкажіть, які з них є екзотермічними (відповідь обгрунтуйте):



3. Поясніть, якою — екзо- чи ендотермічною — є реакція

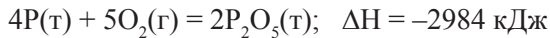


4. Реакція



є ендотермічною. Що це означає? Яке значення (> 0 чи < 0) має ΔH для цієї реакції?

5. Прокоментуйте термохімічне рівняння:



6. Укажіть, які з наведених рівнянь описують екзотермічні реакції, а які — ендотермічні:

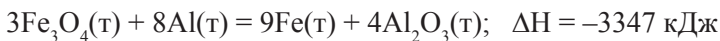


Поясніть ваш вибір.



Для тих, хто хоче знати хімію глибше

7. Якщо за допомогою спеціального запалу підпалили суміш порошку алюмінію і магнітного залізняку Fe_3O_4 , то далі реакція буде відбуватися самовільно з розігріванням суміші до 3500°C . Термохімічне рівняння цієї реакції:



Чи може мати практичне значення ця реакція?

До яких (екзо- чи ендотермічних) реакцій вона належить?

8. Питому теплоту згоряння деяких видів палива наведено в таблиці.

Назва палива	Питома теплота згоряння (МДж/кг)
Деревина	12,4
Торф	12,1
Буре вугілля	13,0
Кам'яне вугілля	27,0
Антрацит	28,0
Кокс	29,3
Бензин	44,0
Природний газ	33,5
Зріджений газ	45,2

Використавши цю інформацію, побудуйте діаграму. Порівняйте питому теплоту згоряння й оцініть, який із трьох видів вугілля найбільш вигідно використовувати як паливо.

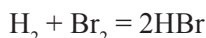
§ 21. Швидкість хімічних реакцій. Залежність швидкості реакцій від різних чинників

Ознайомившись із матеріалом параграфа, ви:

- з'ясуєте, що означає термін «швидкість реакції»;
- дізнаєтесь про вплив різних чинників на швидкість хімічних реакцій.

Вивчаючи хімічні процеси, можна помітити, що одні реакції відбуваються дуже швидко, інші — повільно. Наприклад, реакція водню з киснем відбувається дуже швидко, з вибухом. Залізо, яке залишили на відкритому повітрі, окиснюється протягом багатьох років. Хімічні перетворення в гірських породах тривають тисячі й мільйони років.

З'ясуємо, що означає термін «швидкість хімічної реакції». Припустимо, що закриту прозору посудину наповнили воднем і парами брому певної температури. Пригадаймо, що бром — це червоно-коричнева летка рідина. У посудині відбувається реакція:



Якщо через певні проміжки часу визначати інтенсивність забарвлення суміші, можна помітити, що її буре забарвлення помітно слабшає. Оскільки реагент водень H_2 і продукт реакції гідроген бромід HBr — це безбарвні речовини, то інтенсивність забарвлення пропорційна кількості речовини бромоводню HBr .

Швидкість реакції, яка відбувається в однорідній суміші речовин, визначають за зміною кількості речовини реагенту або продукту реакції в одиниці об'єму суміші за одиницю часу:

$$v = \frac{\Delta n}{V \cdot \tau},$$

де v — швидкість реакції,

Δn — зміна кількості речовини,

V — об'єм суміші,

τ — проміжок часу.

Одиниця вимірювання швидкості реакції — моль/л · с. Швидкість реакції залежить від певних чинників. На швидкість реакцій впливають хімічна природа реагентів, їх концентрація (або дисперсність), температура, наявність каталізатора.

Вплив хімічної природи реагентів на швидкість реакції

Природа реагентів має вирішальний вплив на швидкість реакції.

Так, фтор F_2 реагує з воднем H_2 дуже бурхливо навіть за кімнатної температури. Реакція водню з йодом I_2 відбувається повільно навіть під час нагрівання.

Перевірмо, як залежить швидкість реакції металу з кислотою від природи металу. Для цього знадобиться три зразки металів (гранула цинку, шматочки магнію та

заліза, приблизно однакові за розмірами), хлоридна кислота. У три пробірки наливаємо по 5 мл хлоридної кислоти. У першу пробірку помістіть шматочок магнію Mg, у другу — цинку Zn, а в третю — заліза Fe. В усіх трьох пробірках з'явилися бульбашки безбарвного газу — водню:

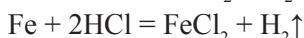
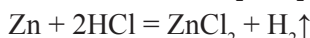
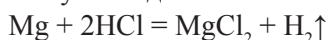


Рис. 21.1. Взаємодія магнію (а), цинку (б) й заліза (в) із хлоридною кислотою

Зверніть увагу на інтенсивність виділення водню. У пробірці, де з кислотою реагує магній, швидкість реакції найбільша. Цинк взаємодіє з кислотою повільніше, а залізо — ще повільніше. Зверніть увагу на їх розміщення в ряду активності металів. Отже, $v_1 > v_2 > v_3$.

Вплив концентрації реагентів на швидкість реакції

Швидкість хімічних реакцій змінюється протягом усього часу їх перебігу. На початку реакції швидкість найбільша, а потім вона поступово зменшується. Це відбувається тому, що на початку реакції, коли концентрація реагентів найбільша, ймовірність зіткнення частинок речовин, що взаємодіють, найвища. У процесі реакції відбувається зменшення концентрації реагентів, а отже, знижується ймовірність зіткнення їх частинок.

Збільшуючи концентрацію реагенту, фактично збільшують кількість його частинок (молекул, атомів та йонів) у реакційній суміші. Від концентрації реагентів швидкість хімічної реакції залежить лише за умов, коли реагенти — гази або рідини (розчини).

Лабораторний дослід 10 (перша частина).

Вплив концентрації на швидкість реакції цинку з хлоридною кислотою.

У дві пробірки помістіть по гранулі цинку. Зверніть увагу на те, щоб гранули були приблизно однаковими за розмірами. Налийте у пробірки по 2 мл хлоридної кислоти: у першу — з масовою часткою HCl 10 %, у другу — 15 %. Що спостерігаєте? У якій пробірці реакція відбувається швидше: у першій чи другій?

За умови збільшення концентрації реагентів швидкість реакцій зростає.

Ця залежність не поширюється на реакції, коли реагент — тверда речовина. У цьому разі реакція відбувається лише на поверхні реагенту, від розміру якої залежить її швидкість.

Вплив площі поверхні контакту реагентів на швидкість реакції

Реакція відбувається швидше, якщо площа поверхні твердої речовини-реагенту є більшою. Подрібнюючи твердий реагент (збільшуючи дисперсність фази), ми збільшуємо площу контакту речовин і відповідно швидкість реакції.

Наприклад, цукор-пісок або рафінад горить лише в полум'ї, а цукрова пудра вибухає від іскри.

Щоб збільшити площу контакту речовин-реагентів, тверді речовини подрібнюють, а рідкі перетворюють на газ.

Зі збільшенням площі поверхні контакту реагентів швидкість реакції зростає.

Демонстраційний дослід.

Залежність швидкості реакції від площі поверхні контакту реагентів.

У пробірку насипаємо невелику кількість порошкоподібного цинку і доливаємо 2 мл хлоридної кислоти з масовою часткою HCl 5 %. Що спостерігаєте? Порівняйте швидкості реакцій кислоти з порошком цинку і гранулою цинку (яку ви спостерігали в попередньому досліді).

Вплив температури на швидкість реакції

Навіть невелике підвищення температури викликає значне збільшення швидкості реакції. Це пояснюється тим, що під час нагрівання рідини або газу збільшується швидкість руху частинок і відповідно збільшується кількість зіткнень між ними. Це зумовлює збільшення швидкості реакції.

Під час нагрівання твердої речовини зростає інтенсивність коливань частинок у ній, що також певним чином збільшує швидкість реакції. Взаємодіяти можуть лише ті частинки, які отримують енергію, достатню для розриву хімічних зв'язків усередині речовини. Такі частинки називають активними. Коли температура підвищується, зростає й кількість таких активних частинок, відповідно збільшується і швидкість реакції.

Лабораторний дослід 10 (частина друга).

Вплив температури на швидкість взаємодії цинку з хлоридною кислотою.

У пробірку з гранулою цинку долийте 2 мл хлоридної кислоти. Нагрійте пробірку. Як вплинуло нагрівання на швидкість реакції кислоти із цинком?

З підвищенням температури швидкість реакції зростає.

Вплив каталізаторів на швидкість реакції

Ще в 7 класі ви дізнались про речовини, які називають каталізаторами.

Якщо в розчин гідроген пероксиду H_2O_2 додати невелику кількість подрібненого манган(IV) оксиду, то швидкість реакції розкладання H_2O_2 значно зростає:



Відразу з'являються бульбашки газу. Пригадаймо, що це реакція з дуже маленькою швидкістю постійно відбувається в розчині гідроген пероксиду.

Швидкість розкладання гідроген пероксиду збільшують й інші речовини, навіть невеликі домішки йонів, утворених металічними елементами.

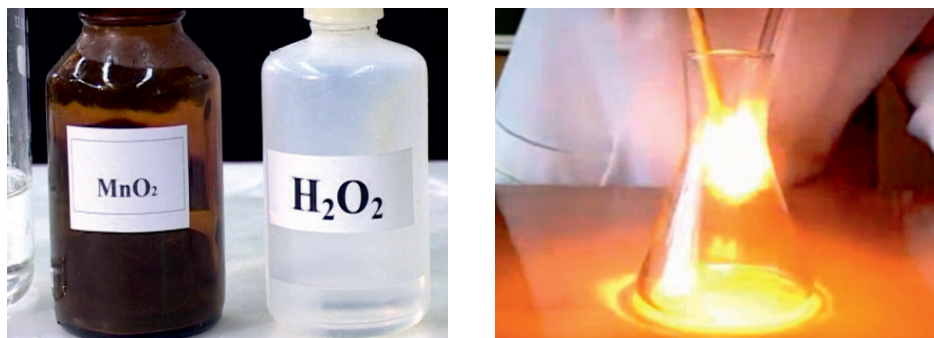


Рис. 21.2. Каталітичне розкладання гідроген пероксиду (виділення кисню перевіряють жевріючою скінкою)

Каталізатором називають речовину, яка збільшує швидкість реакції, але сама залишається незмінною.

Для уповільнення дуже швидких реакцій використовують речовини, які називають **інгібіторами**.

Значення каталізаторів для сучасної хімічної промисловості дуже важливе. Багато технологічних процесів з використанням каталізаторів здійснюють за низьких температур.

Біохімічні процеси в живих організмах відбуваються за участі біологічних каталізаторів — білків. Їх називають **ферментами**.



Підсумки

1. Кожна реакція відбувається з певною швидкістю.
2. Швидкість реакції, яка відбувається в однорідній суміші, визначають за зміною кількості речовини реагенту або продукту реакції в одиниці об'єму суміші за одиницю часу.
3. Швидкість реакції залежить від хімічної природи реагентів і зростає зі збільшенням температури, концентрації реагенту, площі поверхні контакту реагентів.
4. Каталізатором називають речовину, яка збільшує швидкість реакції, але сама залишається незмінною.
5. У живих організмах практично всі хімічні перетворення відбуваються за участі біологічних каталізаторів — ферментів.



Контрольні запитання

1. Від яких чинників залежить швидкість реакції, що відбувається в рідкій чи газуватій системі?

2. Від яких чинників залежить швидкість реакції, якщо один з реагентів є твердою речовиною?
3. Що потрібно зробити із твердою речовиною-реагентом, щоб збільшити швидкість реакції?
4. Як впливає на швидкість реакції зменшення концентрації сульфатної кислоти під час її взаємодії з алюмінієм?
5. Чому за умов підвищення температури швидкість реакції зростає?
6. Які речовини називають:
 - а) каталізаторами;
 - б) інгібіторами;
 - в) ферментами?
7. Наведіть приклад реакції, швидкість якої змінюється під впливом каталізатора.
8. Наведіть приклад хімічних реакцій, які відбуваються в природі дуже повільно.
9. Вам потрібно розкласти алюміній гідроксид. Як досягти максимальної швидкості реакції?



Вправи та задачі

1. У три склянки, що містять відповідно порошок, дрібні гранули й один шматок цинку, додали розведену сульфатну кислоту. У якій зі склянок реакція відбудеться найшвидше? Відповідь обґрунтуйте.
2. Який із природних процесів відбувається: 1) найшвидше; 2) найповільніше:
 - а) гниття рослинних решток;
 - б) утворення гірських порід;
 - в) утворення нітроген(II) оксиду в атмосфері?
3. Поясніть, чому деякі продукти продають у вакуумних упаковках.



а



б



в

Рис. 21.3. Продукти у вакуумній упаковці: а) овочі; б) м'ясо; в) риба

4. Чому низку харчових продуктів потрібно зберігати в холодильнику або в морозильній камері?
5. Поміркуйте, які поширені хімічні речовини можуть вступати у взаємодію з речовинами, що містяться в харчових продуктах.
6. У чотири посудини з водою одночасно помістили по 0,5 г калію, натрію, рубідію і кальцію. У якій посудині реакція металу з водою завершиться найшвидше? Відповідь поясніть.

§ 22. Оборотні та необоротні реакції

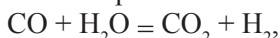
Ознайомившись із матеріалом параграфа, ви:

- дізнаєтесь про оборотні та необоротні реакції;
- з'ясуєте поняття «пряма реакція» і «зворотна реакція».

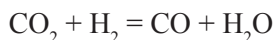
Прямі та зворотні реакції

*Реакції, які здійснюються згідно з рівнянням зліва направо, називають **прямими**. Реакції, що здійснюються у зворотному напрямку, тобто справа наліво, називають **зворотними**.*

Наприклад, для реакції, описаної рівнянням



прямою є реакція між карбон(II) оксидом і водяною парою, а зворотною — карбон(IV) оксиду з воднем:



Ви вже знаєте кілька класифікацій хімічних реакцій:

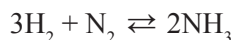
- за кількістю і складом реагентів та продуктів реакції (реакції сполучення, розкладання, заміщення, обміну);
- за зміною ступеня окиснення елементів (окисно-відновні та реакції, які не належать до окисно-відновних);
- за тепловим ефектом (екзотермічні та ендотермічні реакції).

Є ще одна класифікація реакцій — за ознакою їх оборотності.

Оборотні та необоротні реакції

Більшість хімічних реакцій відбувається не до кінця. Продукти, які утворюються в результаті перебігу прямої реакції, здатні взаємодіяти між собою. Саме ця взаємодія започатковує перебіг зворотної реакції.

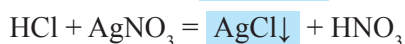
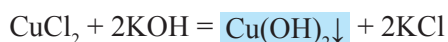
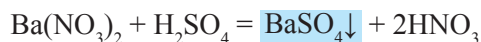
Такі реакції називають *оборотними*, вони відбуваються у двох протилежних напрямках. У рівняннях оборотних реакцій часто замість знака рівності (=) ставлять знак оборотності (\rightleftharpoons):



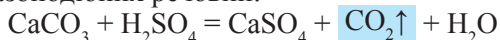
*Реакції, які за однакових умов відбуваються у двох протилежних напрямках, називають **оборотними**. Реакції, які відбуваються в одному напрямку і приводять до практично повного перетворення вихідних речовин на продукти, є **необоротними**.*

Наведемо приклади реакцій, важливою умовою необоротності яких є утворення:

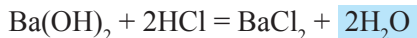
- практично нерозчинної речовини — осаду (зокрема реакції обміну):



- легких або газоподібних речовин:



- малодисоційованих речовин (зокрема води):



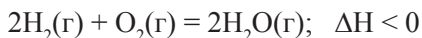
Поміркуйте, чи є серед наведених рівняння окисно-відновних реакцій.

Серед необоротних реакцій трапляються й окисно-відновні. Так, наприклад, реакція між міддю і достатньою кількістю концентрованої нітратної кислоти буде тривати до повного розчинення міді:

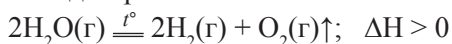


Здійснити реакцію у зворотному напрямку, тобто пропустити нітроген(IV) оксид крізь розчин $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ і одержати мідь, не вдається. Ця реакція не може відбуватися у зворотному напрямку, тобто вона є необоротною.

Майже для кожної прямої реакції можна знайти зворотну; необоротними їх називають тоді, коли для здійснення зворотної реакції потрібно створити особливі умови. Наприклад, взаємодія кисню з воднем належить до необоротних реакцій. Реакція сполучення водню з киснем починається за відносно невисоких температур і є екзотермічною:



Реакція термічного розкладання води на водень і кисень відбувається за температури близько 3000 °С і є ендотермічною:



Більшість хімічних реакцій є оборотними.



Підсумки

1. Реакції, які за однакових умов відбуваються у двох протилежних напрямках, називають оборотними.
2. Реакції, які відбуваються в одному напрямку і приводять до практично повного перетворення вихідних речовин на продукти, називають необоротними.
3. Більшість реакцій є оборотними.



Контрольні запитання

1. Дайте визначення оборотних реакцій. Наведіть приклади.
2. Дайте визначення необоротних реакцій. Наведіть приклади.
3. Наведіть приклади необоротної реакції з утворенням практично нерозчинних речовин.

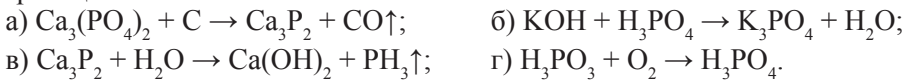


Вправи та задачі

1. Визначте належність реакцій, що описані термохімічними рівняннями, до відповідних груп за наведеним планом:
 - за кількістю і складом реагентів та продуктів реакції (реакція сполучення, розкладання, заміщення, обміну);
 - за зміною ступеня окиснення елементів (окисно-відновна чи ні);
 - за тепловим ефектом (екзо- чи ендотермічна);
 - за оборотністю (оборотна чи необоротна);

- 1) $\text{N}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NO}(\text{г}); \Delta\text{H} = +180,6 \text{ кДж}$
- 2) $\text{H}_2(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{HCl}(\text{г}); \Delta\text{H} = -184,6 \text{ кДж}$
- 3) $\text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г}); \Delta\text{H} = +41,2 \text{ кДж}$
- 4) $\text{CaO}(\text{г}) + \text{CO}_2(\text{г}) \rightleftharpoons \text{CaCO}_3(\text{т}); \Delta\text{H} = -178 \text{ кДж}$
- 5) $\text{CaCO}_3(\text{т}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{т}) + \text{CO}_2(\text{г}); \Delta\text{H} = +178 \text{ кДж}$
- 6) $\text{Si}(\text{т}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{SiO}_2(\text{т}) + 2\text{H}_2(\text{г})\uparrow; \Delta\text{H} = -421,8 \text{ кДж}$
- 7) $2\text{Mg}(\text{т}) + \text{CO}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{MgO}(\text{т}) + \text{C}(\text{т}); \Delta\text{H} = -810,1 \text{ кДж}$
- 8) $\text{ZnS}(\text{т}) \rightleftharpoons \text{Zn}(\text{т}) + \text{S}(\text{р}); \Delta\text{H} = +201,48 \text{ кДж}$
- 9) $2\text{H}_2(\text{г}) + \text{CO}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}(\text{р}); \Delta\text{H} = -238,7 \text{ кДж}$
- 10) $3\text{Fe}(\text{т}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{Fe}_3\text{O}_4(\text{т}) + 4\text{H}_2(\text{г})\uparrow; \Delta\text{H} = -150,5 \text{ кДж}$

2. Перебіг чотирьох реакцій за участі сполук Фосфору описують схемами рівнянь реакцій:



1) Які з них є окисно-відновними? Чому?

2) Перетворіть схеми реакцій на рівняння. Для окисно-відновних реакцій скористуйтеся методом електронного балансу.



Для тих, хто хоче знати хімію глибше

3. Тепловий ефект ΔH реакції взаємодії натрій оксиду з водою становить -282 кДж . Напишіть термохімічне рівняння цієї взаємодії. Обчисліть масу луку, що утвориться під час взаємодії 155 г натрій оксиду з водою.

4. Напишіть термохімічні рівняння реакції натрій оксиду з карбон(IV) оксидом, якщо тепловий ефект ΔH реакції становить $+320 \text{ кДж}$. Обчисліть об'єм вуглекислого газу (н. у.), який прореагував, якщо утворилося $0,4 \text{ моль}$ солі.



Навчальні проекти

9. Ендотермічні реакції на службі людини.

10. Екзотермічні реакції в життєдіяльності живих організмів.

Практична робота № 3

Вплив різних чинників на швидкість реакції.

Завдання 1. Дослідіть залежність швидкості реакції від природи реагентів.

У три пронумеровані пробірки налейте HCl і додайте магній, цинк і мідь.

Завдання 2. Дослідіть вплив площі контакту реагентів на швидкість реакції.

В одну пробірку помістіть грудочку, а в другу — порошок CaCO_3 і додайте HCl .

Завдання 3. Дослідіть вплив концентрації реагентів на швидкість реакції.

У дві пробірки налейте 1 мл HCl і в одну з них стільки ж води, а потім в обидві Fe .

Завдання 4. Дослідіть вплив температури на швидкість реакції.

У дві пробірки налейте HCl і додайте ошук заліза. Одну з пробірок нагрійте.

Завдання 5. Дослідіть вплив каталізатора на швидкість реакції.

У дві пробірки налейте H_2O_2 і в одну з них додайте манган(IV) оксид.



ТЕМА 3

ПОЧАТКОВІ ПОНЯТТЯ ПРО ОРГАНІЧНІ СПОЛУКИ

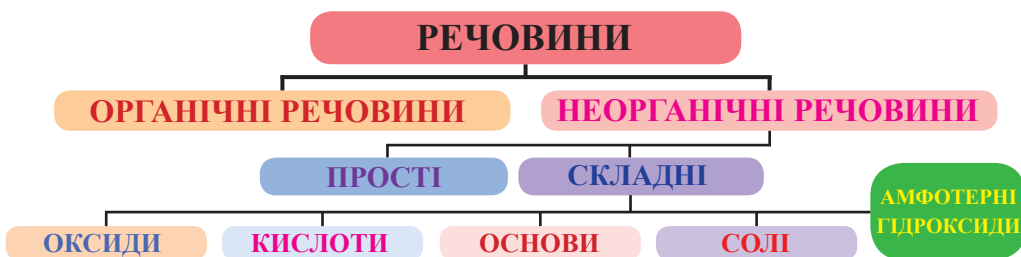
На початку XIX століття видатний шведський учений Єнс Берцеліус запропонував називати органічними речовини, які містяться (або містились) в організмах, а неорганічними — речовини неживої природи. Терміни прижилися в науці, хоча сьогодні вони мають інший зміст.

§ 23. Органічні сполуки

Ознайомившись із матеріалом параграфа, ви:

- дізнаєтесь про особливості органічних сполук і чому саме Карбон утворює таку значну кількість сполук;
- з'ясуєте, що дає органічна хімія людям.

Ще з курсу хімії 7 класу ви знаєте, що всі речовини поділяють на органічні та неорганічні:



- Наведіть приклади простих речовин.
- Наведіть приклади складних речовин.
- Де в природі трапляються неорганічні речовини?
- Назвіть неорганічні речовини, які отримують у лабораторіях.

Чималу групу речовин, які відіграють ключову роль у життєдіяльності організмів, називають *органічними*. Їх вивчає окремий розділ хімічної науки — *органічна хімія*. Термін органічна хімія було введено Є. Берцеліусом у 1806 р. До цього речовини класифікували за джерелом їх добування; відповідно розрізняли *рослинну, тваринну* і *мінеральну хімію*.

Основою будь-якої органічної сполуки є атом (атоми) Карбону.

Органічні речовини — це складні сполуки Карбону¹.

Єнс Якоб Берцеліус
(1779–1848)

шведський хімік і мінералог. Член Шведської академії наук. Увів сучасні символи хімічних елементів, терміни «алотропія», «каталіз», «ізомерія» тощо. Відкрив елементи Церій, Торій, Селен. Запропонував кисневу шкалу вимірювання атомних мас і визначив атомну масу 46 елементів (з відомих на той час 56). Є автором теорії пропорцій, творцем наукової номенклатури хімічних речовин. Сформулював електрохімічну теорію, побудував електрохімічний ряд елементів. Є одним з основоположників органічної хімії.



Постає питання: чому саме Карбон став основою органічного життя? Виявляється, що лише атоми Карбону мають унікальну здатність утворювати міцні одинарні, а також подвійні й потрійні ковалентні зв'язки (що детально буде розглянуто пізніше), формуючи лінійні, розгалужені, циклічні та інші доволі складні конструкції.

¹ За винятком оксидів Карбону, карбонатної кислоти, карбонатів, карбідів і ціанідів.

Ковалентні зв'язки атомів Карбону

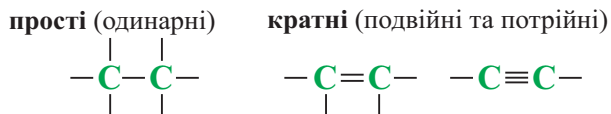


Схема 23.1. Утворення різних типів ковалентних зв'язків

Атоми Карбону утворюють ці зв'язки між собою, а також з атомами Гідрогену, Оксигену, Нітрогену, Сульфору, Фосфору та з атомами деяких інших елементів.

Карбонові ланцюги

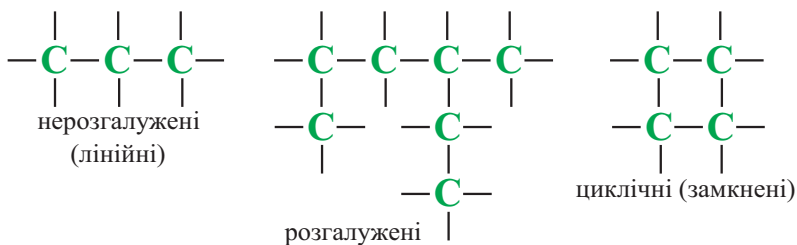


Схема 23.2. Утворення різноманітних ланцюгів атомами Карбону

Молекули органічних сполук, крім атомів Карбону, можуть містити атоми Гідрогену, Оксигену, Нітрогену, Сульфору, Фосфору (їх іще називають елементами-органогенами¹) та деяких інших елементів.

В усіх цих сполуках Карбон виявляє валентність IV.

Найпростішими органічними речовинами є сполуки, до складу яких входять Карбон і Гідроген. Їх називають *вуглеводнями*. Інші органічні речовини можна розглядати як їх похідні. Звідси таке визначення:

органічна хімія — це хімія вуглеводнів та їх похідних.

Розгляньмо деякі особливості органічних сполук.

1. Оскільки органічні сполуки — це молекулярні речовини, можна передбачити, що вони мають невисокі температури плавлення й кипіння, багато з них є леткими. Майже всі органічні сполуки — неелектроліти.

2. Чимало органічних речовин не розчиняється у воді (полярному розчиннику), тому що ковалентні зв'язки в їх молекулах мало- або неполярні. Однак вони розчинні в органічних розчинниках (спирті, бензині, ацетоні).

3. Майже всі органічні речовини горять (на відміну від неорганічних), виділяючи значну кількість теплоти. Серед продуктів згоряння завжди є карбон(IV) оксид і вода. Частина органічних речовин від нагрівання обвуглюється або розкладається.

¹ Біологічно значущі елементи — це елементи, необхідні живим організмам для існування. Розрізняють макро- і мікроелементи. Вміст макроелементів у живих системах становить понад 0,01 % маси: причому на Оксиген припадає 68 % від цієї маси, на Карбон — 17 %, на Гідроген — 10 %, на Нітроген — 3 %. До макроелементів належать також Калій, Кальцій, Магній, Натрій, Хлор (переважно у вигляді мінеральних сполук), Сульфур, Фосфор.



Для тих, хто хоче знати хімію глибше

До становлення хімічної науки органічні речовини отримували із живої природи. Це вже відомі вам з курсу біології білки, ліпіди, вуглеводи тощо. Згодом з'ясувалось, що деякі корисні (зокрема горючі) копалини, які добувають із надр землі: нафта, природний газ, вугілля, мають органічне походження і містять органічні речовини.

З початком розвитку органічної хімії, тобто приблизно із середини XIX ст., органічні речовини почали синтезувати в хімічних лабораторіях.

Станом на 2015 р. у реєстрі CAS¹ налічувалось 100 млн речовин. Серед них близько 80 % становлять сполуки Карбону з Гідрогеном, Оксигеном, Нітрогеном, Сульфуром, Фосфором, галогенами. Щорічно перелік органічних сполук збільшується на 300–400 тисяч нових речовин. Майже всі вони створені штучно.

Сучасна органічна хімія розвивається шаленими темпами. Завдяки праці дослідників-органіків постійно оновлюється арсенал полімерних матеріалів (синтетичних волокон і тканин, фарб, плівок, пластмас, каучуків), розчинників, мийних засобів, медикаментів, засобів захисту рослин тощо.



Підсумки

1. Органічна хімія вивчає сполуки Карбону, а саме вуглеводні та їх похідні.
2. До складу органічних сполук входять також атоми інших хімічних елементів.
3. За низкою властивостей органічні речовини суттєво відрізняються від неорганічних. Більшість органічних речовин є горючими, не розчиняються у воді, але добре розчиняються в органічних розчинниках; мають невисокі температури плавлення і кипіння, є неелектролітами.



Контрольні запитання

1. Які сполуки називають органічними?
2. Що вивчає органічна хімія?
3. Назвіть елементи-органогени.
4. Які ланцюги можуть утворювати атоми Карбону?
5. Чи можна дати однозначну відповідь про кількість органічних речовин? Відповідь поясніть.
6. Чому органічних речовин значно більше, ніж неорганічних?
7. Наведіть приклади використання органічних речовин у побуті, техніці, медицині.

¹ CAS registry number (CAS number, CAS RN або CAS #) можна перекласти як реєстраційний номер хімічних сполук служби реферування відповідних публікацій з хімії — Chemical Abstracts Service (підрозділ Американського хімічного товариства). На сайті <http://www.cas.org/> встановлено лічильник, де фіксується їх кількість.



Вправи та задачі

1. У складі природного газу є кілька органічних речовин. Серед них — метан CH_4 і пропан C_3H_8 . Обчисліть, у якій із цих сполук масова частка Гідрогену більша.

2. Синтез сечовини увійшов в історію хімії як перший приклад синтезу органічної речовини з неорганічних. У 1828 році молодий хімік Фрідріх Велер написав лист своєму вчителю і товаришу, відомому шведському вченому Якобові Берцеліусу. «Я не спроможний більше мовчати і повинен повідомити Вам, що можу одержати сечовину без допомоги нирок, без допомоги собаки, людини і взагалі без будь-якої живої істоти...» — писав він. Цю органічну речовину Велер одержав із двох неорганічних, що раніше вважалося неможливим. Ви дізнаєтесь формулу сечовини, розв'язавши задачу.

Масова частка Нітрогену в сечовині, формула якої $\text{CO}(\text{NH}_x)_2$, становить 46,67 %. Визначте:

а) молярну масу сечовини;

б) кількість атомів Гідрогену в молекулі сечовини.

3. Установіть формулу невідомої органічної речовини, у молекулі якої є однакова кількість атомів Карбону й Оксигену, а атомів Гідрогену — удвічі більше, ніж Карбону. Відносна густина випарів цієї речовини за воднем дорівнює 30.

4. Обчисліть масу 3360 мл метану (н. у.).

5. Обчисліть відносну густина метану за гелієм.

6*. Установіть формулу невідомої органічної речовини, у молекулі якої є однакова кількість атомів Хлору і Карбону, а атомів Гідрогену у два рази більше, ніж Карбону. Відносна густина випарів цієї речовини за воднем становить 49,5.

7. Відносна густина випарів одного з вуглеводнів за повітрям становить 2,966. Обчисліть молярну масу цього вуглеводню та його відносну густина випарів за неоном.

8. Метан, формула якого CH_4 , є основним компонентом природного газу. Тепловий ефект реакції горіння метану становить $-890,3$ кДж;

а) напишіть термохімічне рівняння горіння метану;

б) обчисліть об'єм кисню (н. у.), який необхідно витратити на спалювання 0,8 кг метану.

§ 24. Вуглеводні. Метан

Ознайомившись із матеріалом параграфа, ви:

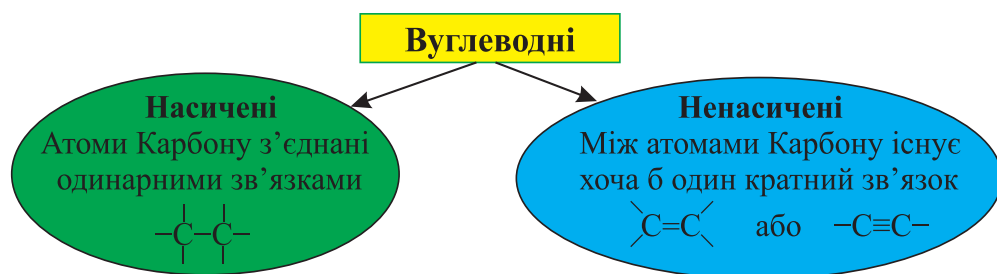
- дізнаєтесь про хімічний склад вуглеводнів та їх класифікацію;
- з'ясуєте молекулярну, електронну та структурну формули метану;
- довідаєтесь про фізичні властивості метану й поширеність його в природі.

Вуглеводні

Термін «вуглеводні» походить від старих назв елементів: Карбон — «вуглець», а Гідроген — «водень». Отже, це сполуки Карбону з Гідрогеном.

Метан — найпростіший вуглеводень, молекула якого складається з одного атома Карбону і чотирьох атомів Гідрогену.

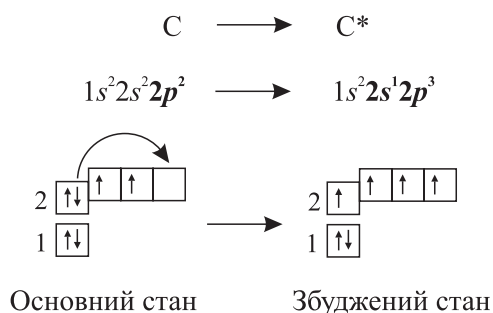
Вуглеводні поділяють на *насичені* та *ненасичені*.



Метан. Молекулярна і структурна формули метану

Метан CH_4 — найпростіший насичений вуглеводень. Напишемо електронну формулу Карбону та її графічний варіант. Зауважмо, що в органічній хімії замість вислову «графічна формула» вживають термін «структурна формула».

В основному стані на зовнішньому енергетичному рівні атома Карбону розміщуються 4 електрони: два на s -орбіталі та два на p -орбіталі. Однак одна p -орбіталь залишається вакантною. Унаслідок збудження атома один електрон з s -орбіталі переходить на вакантну p -орбіталь:



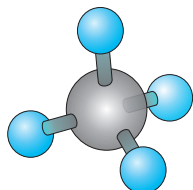
Під час утворення молекули метану CH_4 атом Карбону, перебуваючи у збудженому стані, використовує чотири неспарених електрони на утворення спільних ковалентних пар з чотирма атомами Гідрогену.



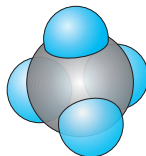
Рис. 24.1. Електронна та структурна формули метану

Пригадаймо, що в *кулестержневій моделі* кожен стержень — це одинарний зв'язок між атомами. *Масштабна модель* показує відношення розмірів атомів у молекулі. Якщо центри атомів у молекулі метану сполучити відрізками, то утвориться правильний чотиригранник — *тетраедр*. Тому кажуть, що молекула метану має форму тетраедра. У його центрі розміщується атом Карбону, а на чотирьох вершинах — атоми Гідрогену.

Моделі молекули метану:



кулестержнева



масштабна

Поширеність у природі та фізичні властивості метану

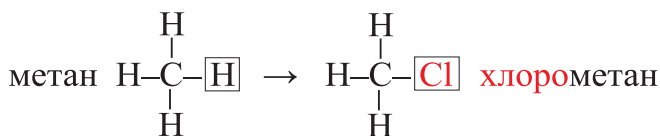
У природі Землі метан доволі поширений. Він утворюється в процесі анаеробного розкладання органічних речовин, зокрема целюлози. *Горючі природні гази* зазвичай містять до 95 % метану. На дні боліт і ставків метан утворюється внаслідок розкладу решток рослин без доступу повітря. Тому його ще називають *болотним газом*. Також метан нагромаджується у вугільних, соляних шахтах унаслідок виділення із пластів вугілля і супутніх порід, де він міститься у вільному та зв'язаному стані. У цьому разі його називають *рудниковим газом*.

Метан — безбарвний газ без запаху й смаку, майже удвічі легший за повітря. У воді малорозчинний. На повітрі або в атмосфері кисню він горить неяскаравим полум'ям. Його суміш з повітрям вибухонебезпечна. Метан за температури $-162\text{ }^\circ\text{C}$ стає рідким, а за температури $-182\text{ }^\circ\text{C}$ твердне.

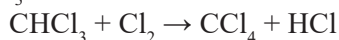
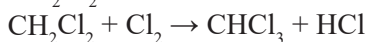
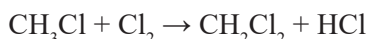
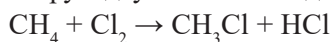
Хімічні властивості метану

Заміщуючи в молекулах вуглеводнів один або кілька атомів Гідрогену на атоми інших елементів чи на цілі групи атомів (реакції заміщення), отримують похідні вуглеводнів.

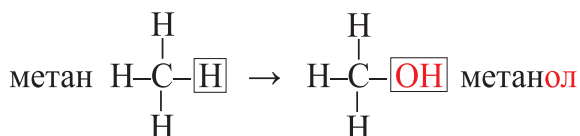
Реакція метану з хлором (*реакція хлорування*) відбувається при освітленні:



Взаємодія метану з хлором відбувається в кілька етапів. За умов достатньої кількості хлору відбувається послідовне заміщення атомів Гідрогену на атоми Хлору:



Якщо атом Гідрогену замістити на групу атомів $-\text{OH}$, отримаємо *метанол* (метиловий спирт):



Застосування метану



Рис. 24.3. Застосування метану в господарській діяльності людини



Для тих, хто хоче знати хімію глибше

У 2013 році вперше у світі успішно завершився експеримент — отримання природного газу (метану) з підводних покладів його гідратів. Видобуток проводили з дна Японського моря на горизонті 1300 м нижче рівня океану.

У світі виявлено понад 220 зон покладів гідратів метану на шельфах океанів та морів. Найчастіше вони залягають на глибинах, де температура не вища за $+4\text{ }^{\circ}\text{C}$ і тиск не менший за 2 мПа, що забезпечує термостатичну рівновагу цих покладів. Метангідратні пласти — це переважно осадові породи, що містять 70–80 % піску і глини та 20–30 % льодоподібної маси гідратів. Найбільші з них — біля узбережжів Атлантичного й Тихого океанів. У морях гідратовмісна товща може сягати кількох сот метрів. Газові гідрати, наприклад $\text{CH}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, за структурою нагадують пористий лід.

Чорне море також багате на поклади гідратів метану. Пошуково-розвідвальні експедиції ще в 1988–1989 роках виявили там на глибинах 300–1000 м метангідратні товщі під шаром донних відкладень. Загалом у його басейні залягає 45–75 трлн m^3 прогнозованих ресурсів природного газу у вигляді газогідратів. До речі, вперше у світі 1972 року їх було добуто із дна саме Чорного моря. За попередніми оцінками, в українській економічній зоні Чорного моря запаси метану дорівнюють мінімум 1000-річному обсягу видобутку газу в сучасній Україні.



Підсумки

1. Вуглеводні — це сполуки Карбону з Гідрогеном.
2. Вуглеводні бувають насичені й ненасичені. Критерієм поділу слугує типу хімічного зв'язку між атомами Карбону.
3. Метан — найпростіший насичений вуглеводень.



Контрольні запитання

1. Скільки ковалентних зв'язків є в молекулі метану?
2. Яка просторова будова молекули метану?
3. Де метан трапляється в природі?
4. Опишіть фізичні властивості метану.
5. Чому органічну хімію можна назвати «хімією вуглеводнів та їх похідних»?
6. Напишіть молекулярну, електронну та структурну формули метану.

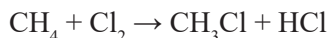
7. Чим відрізняються насичені та ненасичені вуглеводні? До якої їх групи належить метан?

8. У молекулі метану замініть атом Гідрогену на атом Броду. Запишіть молекулярну та структурну формули утвореної речовини.

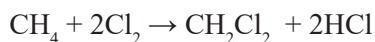


Вправи та задачі

1. Обчисліть відносну густину метану за воднем.
2. Обчисліть масу 0,75 моль метану.
3. Обчисліть об'єм 30 г метану (н. у.).
4. Обчисліть об'єм кисню (н. у.), необхідний для спалювання 0,32 кг метану (продуктами згоряння якого є карбон(IV) оксид і вода).
5. Обчисліть молярну масу дихлоропохідної метану.
6. Обчисліть масову частку Хлору в молекулі тетрахлорометану CCl_4 .
7. Обчисліть масу суміші, яка містить 33,6 л метану і 44,8 л азоту.
8. Обчисліть об'єм (н. у.) 0,8 моль метану.
9. Обчисліть масу суміші, що містить 0,2 моль метану і 0,4 моль карбон(IV) оксиду.
10. Обчисліть масову частку Гідрогену в метані.
11. Обчисліть об'єм (н. у.) метану (л) масою 0,8 кг.
12. Обчисліть об'єм хлору (н. у.), що прореагує з 320 г метану згідно з реакцією, хімічне рівняння якої:



13. Обчисліть масу органічного продукту реакції, що утвориться під час взаємодії 1,5 моль метану з хлором згідно реакції, хімічне рівняння якої:



§ 25. Гомологи метану (алкани)

Ознайомившись із матеріалом параграфа, ви:

- засвоїте поняття «гомологічний ряд», «гомологи», «гомологічна різниця»;
- дізнаєтесь, як складати формули гомологів метану, як називати алкани;
- з'ясуєте закономірності зміни фізичних властивостей алканів залежно від їх складу.

Гомологи метану

Є речовини, подібні до метану за хімічним складом, внутрішньою будовою та властивостями. Наприклад, етан C_2H_6 , пропан C_3H_8 , бутан C_4H_{10} і т. д. Якщо уважно розглянути їх формули, неважко помітити закономірність: молекула кожної наступної речовини містить на один атом Карбону та на два атоми Гідрогену більше, ніж молекула попередньої. Інакше кажучи, вони різняться на групу атомів CH_2 . Про такі речовини кажуть, що вони утворюють *гомологічний ряд*.

Гомологічний ряд — це ряд однотипних сполук, молекули яких мають подібну будову і різняться за складом на одну або кілька груп атомів CH_2 .

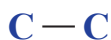
Гомологи — це окремі члени гомологічного ряду. Вони подібні за хімічним складом, структурою та властивостями.

Групу CH_2 називають гомологічною різницею.

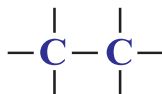
Метан і його гомологи утворюють гомологічний ряд *алканів*, або *насичених вуглеводнів* із загальною формулою C_nH_{2n+2} .

Слово *насичені* означає, що усі зв'язки між атомами Карбону в їх молекулах одинарні прості¹, а решта максимально «насичені» атомами Гідрогену. Іноді гомологічний ряд речовин називають за його першим членом, наприклад: *гомологічний ряд метану*.

Щоб написати структурну формулу *етану*, з'єднаємо два атоми Карбону простим ковалентним зв'язком (позначимо його рискою):

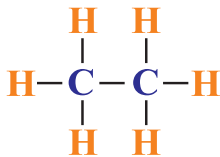


У кожного атома Карбону залишилось по три вільних зв'язки, також позначимо їх рисками:



¹ Зрозуміло, що це не стосується першого члену гомологічного ряду — метану, молекула якого містить лише один атом Карбону.

Щоб дописати формулу, до кожної риски доставляємо символ атома Гідрогену:



Аналогічно складемо структурні формули наступних гомологів метану:



Доволі часто користуються скороченими структурними формулами:



Гомологів метану є дуже багато. Назви перших десяти слід запам'ятати, щоб швидко орієнтуватись у номенклатурі органічних речовин. Перші чотири мають тривіальні назви, для утворення назв решти алканів використовують грецькі числівники. Наприклад, 11-й гомолог має назву *ундекан*, 12-й — *додекан*, 20-й — *ейкозан*, 30-й — *триаконтан*. Алкан з найдовшим нерозгалуженим Карбоновим ланцюгом містить 390 атомів Карбону і носить назву *нонаконтатриктан* $\text{C}_{390}\text{H}_{782}$.

Табл. 25.1. Перші десять гомологів метану

Назва	Формула		Температура		Агрегатний стан (н. у.)
	молекулярна	скорочена структурна	плавлення	кипіння	
метан	CH_4	CH_4	$-182 \text{ }^\circ\text{C}$	$-162 \text{ }^\circ\text{C}$	газ
етан	C_2H_6	CH_3-CH_3	$-183 \text{ }^\circ\text{C}$	$-89 \text{ }^\circ\text{C}$	газ
пропан	C_3H_8	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	$-187 \text{ }^\circ\text{C}$	$-42 \text{ }^\circ\text{C}$	газ
бутан	C_4H_{10}	$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_2-\text{CH}_3$	$-138 \text{ }^\circ\text{C}$	$-0,5 \text{ }^\circ\text{C}$	газ
пентан	C_5H_{12}	$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_3-\text{CH}_3$	$-130 \text{ }^\circ\text{C}$	$+36 \text{ }^\circ\text{C}$	рідина
гексан	C_6H_{14}	$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_4-\text{CH}_3$	$-95 \text{ }^\circ\text{C}$	$+69 \text{ }^\circ\text{C}$	рідина
гептан	C_7H_{16}	$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_5-\text{CH}_3$	$-91 \text{ }^\circ\text{C}$	$+98 \text{ }^\circ\text{C}$	рідина
октан	C_8H_{18}	$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_6-\text{CH}_3$	$-57 \text{ }^\circ\text{C}$	$+126 \text{ }^\circ\text{C}$	рідина
нонан	C_9H_{20}	$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_7-\text{CH}_3$	$-54 \text{ }^\circ\text{C}$	$+151 \text{ }^\circ\text{C}$	рідина
декан	$\text{C}_{10}\text{H}_{22}$	$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_8-\text{CH}_3$	$-30 \text{ }^\circ\text{C}$	$+174 \text{ }^\circ\text{C}$	рідина

Перші чотири гомологи метану є газами, наступні 9 — рідинами. Алкани, що мають у ланцюгу 14 і більше атомів Карбону, — це тверді речовини (за н. у.).

Гомологи метану інакше називають *насиченими вуглеводнями*. Термін «насичені» тут означає, що речовини містять максимально можливе число атомів Гідрогену, тобто усі вільні зв'язки атомів Карбону «насичені» атомами цього елементу.

Розгляньмо кулестержневі та масштабні моделі трьох гомологів метану.

Зверніть увагу на зигзагоподібну форму карбонового ланцюга в молекулах пропану й бутану. Зигзагоподібний ланцюг карбовоних атомів може набувати різних просторових форм. Це зумовлено тим, що атоми в молекулах гомологів метану можуть вільно обертатися навколо осей хімічних зв'язків С–Н і С–С.

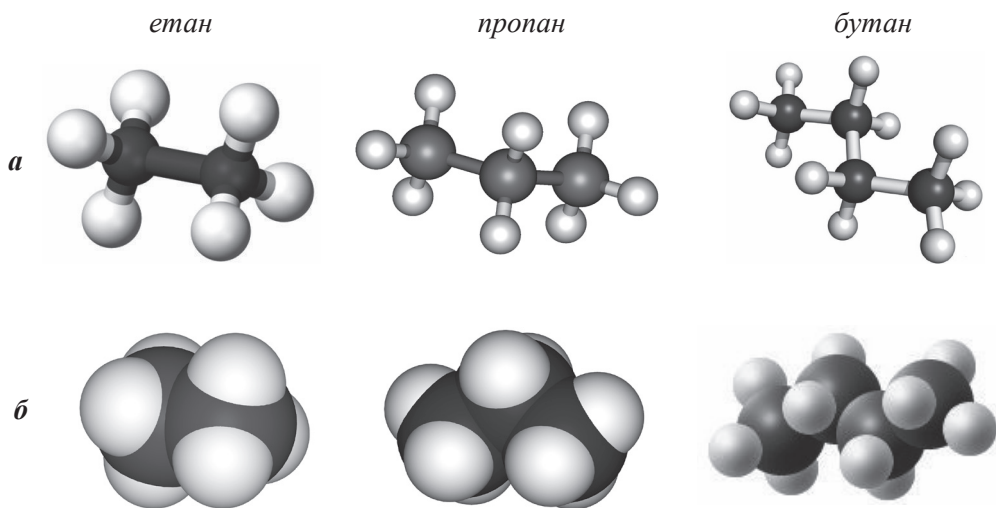


Рис. 25.1. Кулестержневі (а) та масштабні (б) моделі гомологів метану

Користуючись загальною формулою алканів C_nH_{2n+2} , можна визначити кількість атомів Карбону й Гідрогену в молекулі будь-якого насиченого вуглеводня за умови, що відома відносна молекулярна чи молярна маса сполуки.

Задача. Молярна маса алкану дорівнює 72 г/моль. Визначте його формулу.

Дано:	Розв'язання
$M(C_nH_{2n+2}) = 72$ г/моль	$M(C) = 12$ г/моль, $M(H) = 1$ г/моль.
$C_nH_{2n+2} \text{ — ?}$	Підставимо ці числа в загальну формулу алкану:
	$12 \cdot n + 1(2n + 2) = 72$
	$n = 5$

Отже, формула буде C_5H_{12} .

Відповідь: формула вуглеводню — C_5H_{12} .



Підсумки

1. Вуглеводні, які відповідають загальній формулі C_nH_{2n+2} і карбонові ланцюги яких є незамкнені, називають алканами, або насиченими вуглеводнями.
2. Гомологічним рядом називають ряд сполук, молекули яких подібні за будовою і різняться за складом на одну або кілька груп CH_2 .
3. Групу атомів CH_2 називають гомологічною різницею.
4. Гомологи — це окремі члени гомологічного ряду.



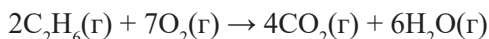
Контрольні запитання

1. Назвіть перші десять гомологів метану.
2. Чому всі гомологи метану є насиченими вуглеводнями?
3. Що таке гомологічний ряд? Що таке гомологічна різниця?
4. Чим відрізняються скорочені й повні структурні формули алканів?
5. Складіть молекулярні та структурні формули пентану, гептану і нонану.
6. Поясніть на прикладах, як і чому змінюються фізичні властивості гомологів метану зі зростанням кількості атомів Карбону в їх молекулах.
7. Розгляньте таблицю «Перші десять гомологів метану». Чи закономірно змінюються температури плавлення і кипіння в гомологічному ряду метану?



Вправи та задачі

1. Першим твердим гомологом метану (за н. у.) є алкан, молекула якого містить 17 атомів Карбону. Обчисліть масу 0,1 моль цього алкану.
2. Обчисліть масу карбон(IV) оксиду, яка виділиться під час згоряння 75 г етану, що описують рівнянням:



3. Обчисліть відносну густина бутану за повітрям.
4. Установіть формулу алкану, молярна маса якого становить 100 г/моль.
5. Перетворіть схеми реакцій на рівняння. Укажіть тип реакції:
 - а) $CH_4 \xrightarrow{f} C + H_2 \uparrow$
 - б) $CH_4 \xrightarrow{f} C_2H_2 + H_2$
 - в) $CH_4 + Cl_2 \rightarrow CH_3Cl + HCl$
6. Обчисліть відносну густина пропану за киснем.
7. Суміш алканів містить 0,3 моль метану, 0,4 моль етану і 0,3 моль пропану. Обчисліть її масу й об'єм (н. у.).
8. Обчисліть об'єм суміші (л), яку приготували із 15 г етану, 1120 мл метану і 0,01 моль пропану (н. у.).
- 9*. Масова частка Хлору в дихлоропохідній алкану, формула якої $C_nH_{2n}Cl_2$, становить 62,83 %. Визначте формулу цього алкану.

§ 26. Етен і етин

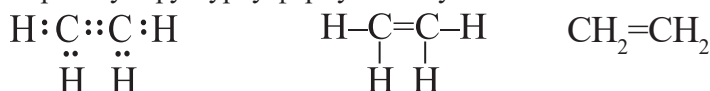
Ознайомившись із матеріалом параграфа, ви:

- з'ясуєте склад і будову молекул етену й етину;
- дізнаєтесь про фізичні властивості етену й етину;
- довідаєтесь про сфери застосування етену й етину.

Етен і етин є найпростішими представниками *ненасичених вуглеводнів*. У їх молекулах два атоми Карбону сполучені між собою не одинарним, а кратним (подвійним і потрійним) зв'язком.

Етен

Етен — найпростіший вуглеводень з подвійним зв'язком. Інша (тривіальна) назва етену — *етилен*. Його хімічна формула — C_2H_4 . Його назва відрізняється від назви насиченого вуглеводню етану (C_2H_6) суфіксом *-ен*. Розгляньмо електронну, повну структурну й скорочену структурну формули етену:



Зверніть увагу на валентність Карбону — вона дорівнює IV. Просторове розміщення атомів у молекулі етену можна відобразити за допомогою кулестержневої (а) або масштабної (б) моделі цієї сполуки:

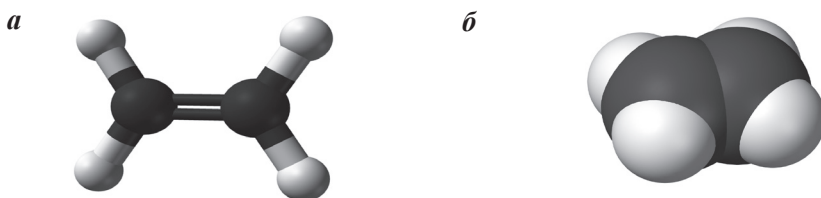


Рис. 26.1. Кулестержнева (а) та масштабна (б) моделі етену

Учені дослідили, що всі атоми в молекулі етену розміщуються в одній площині, а кути між лініями, що з'єднують центри сусідніх атомів Гідрогену і Карбону, становлять 120° .

Властивості етену

Етен за фізичними властивостями подібний до метану: безбарвний газ (за н. у.), молярна маса якого дорівнює 28 г/моль; погано розчиняється у воді, але добре в органічних розчинниках, наприклад, спиртах; має слабку наркотичну дію. Під час охолодження до -104°C (за нормального тиску) перетворюється на рідину.

У першій половині минулого століття було відкрито, що рослини виділяють не лише кисень і вуглекислий газ, а й етен (рослинний гормон). Особливо в період дозрівання плодів. Наприклад, 1 кг ще зелених яблук виробляють приблизно 150 см^3 етену на добу, а 1 кг стиглих — лише 10 см^3 цього газу.

Застосування етену

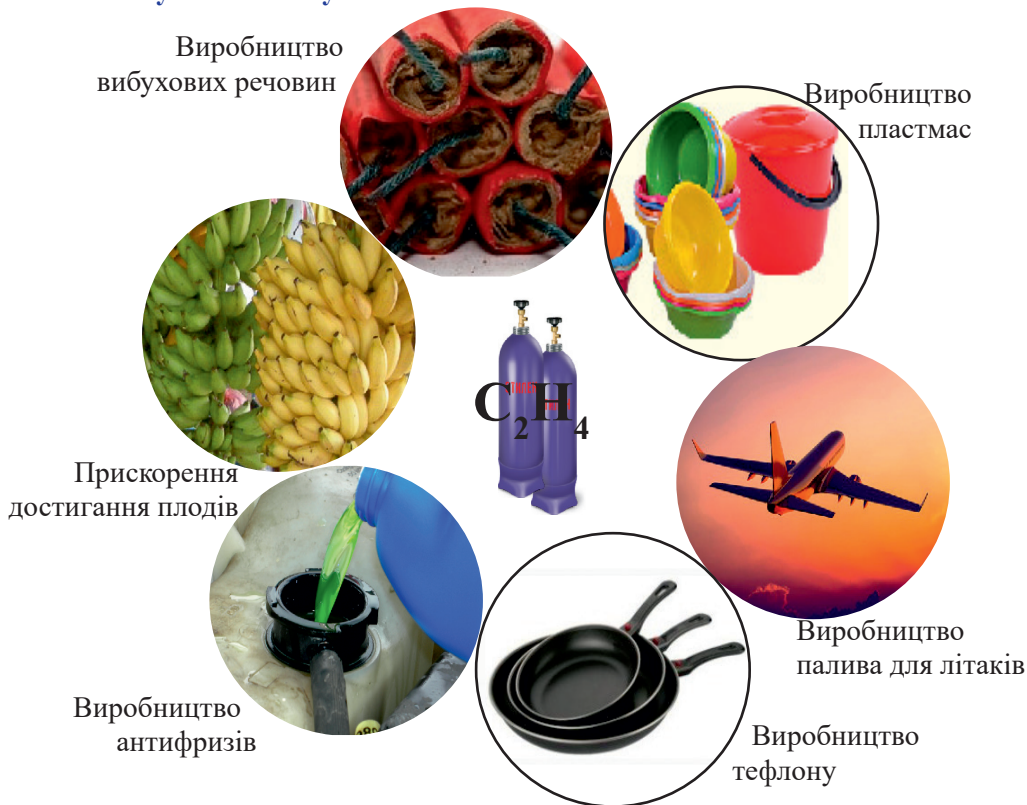
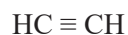
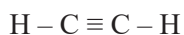


Рис. 26.2. Застосування етену в господарській діяльності людини

Етин

Етин — найпростіший вуглеводень з потрійним зв'язком. Тривіальна назва етину — *ацетилен*. Його хімічна формула — C_2H_2 . Назва його відрізняється від назви насиченого вуглеводню етану (C_2H_6) суфіксом *-ин*. Розгляньмо електронну, повну структурну й скорочену структурну формули етину:



Просторове розміщення атомів у молекулі етину можна показати за допомогою кулестержневої або масштабної моделі цієї сполуки:

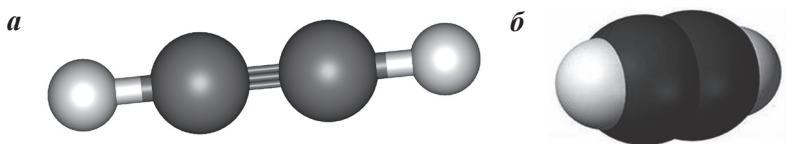


Рис. 26.3. Кулестержнева (а) та масштабна (б) моделі етину

Відповідно до моделей центри всіх атомів у молекулі етину розміщуються на одній прямій.

Фізичні властивості етину

Ацетилен — безбарвний газ (за н. у.), без запаху, трохи легший за повітря, молярна маса дорівнює 26 г/моль; майже не розчиняється у воді, але добре в органічних розчинниках. Під час охолодження до $-84\text{ }^{\circ}\text{C}$ (за нормального тиску) перетворюється на білу кристалічну речовину, минаючи рідкий стан. Технічний ацетилен містить домішки, які зумовлюють його неприємний запах.

Застосування етину

Виробництво парфумів і лаків



Виробництво оцтової кислоти



Виробництво штучних волокон



Синтез барвників



Виробництво полівінілхлориду



Різання і зварювання металів



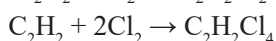
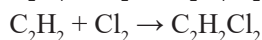
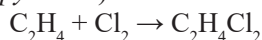
Рис. 26.4. Застосування етину в господарській діяльності людини



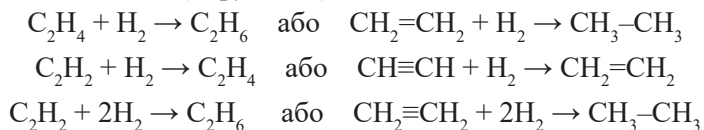
Для тих, хто хоче знати хімію глибше

Для етену й етину характерні реакції приєднання. Ці реакції відбуваються з розривом однієї спільної ковалентної пари між атомами Карбону в молекулі етену та з розривом однієї чи двох спільних ковалентних пар у етину. Найважливішими серед них є реакції:

а) приєднання хлору (хлорування):



б) приєднання водню (*гідрювання*):



Підсумки

1. Етен (етилен) — найпростіший представник ненасичених вуглеводнів, у молекулі якого є один подвійний зв'язок.

2. Назва етену відрізняється від назви насиченого вуглеводню етану (C_2H_6) суфіксом *-ен*.

3. Етин (ацетилен) — найпростіший представник ненасичених вуглеводнів, у молекулі якого є один потрійний зв'язок.

4. Назва етину відрізняється від назви насиченого вуглеводню етану (C_2H_6) суфіксом *-ин*.



Контрольні запитання

1. Назвіть хімічні формули етилену й ацетилену. Запишіть їх повні та скорочені структурні формули.

2. Порівняйте фізичні властивості етену й етину.

3. Розкажіть про використання етену й етину в господарській діяльності людини.



Вправи та задачі

1. Обчисліть густину ацетилену (за нормальних умов).

2. Обчисліть відносну густину етену за гелієм.

3. Обчисліть масову частку Карбону в етені.

4. Обчисліть масу 336 мл (за н. у.) етену.

5. Обчисліть кількість молекул та атомів в 0,4 моль етену.

6. Обчисліть об'єм (за н. у.) 0,26 кг етину.

7. Обчисліть кількість атомів Гідрогену в етині, маса якого 13 г.

8*. Етилен — перший член гомологічного ряду етиленових вуглеводнів, загальна формула яких C_nH_{2n} . Складіть формули гомологів з кількістю атомів Карбону 4 і 6.

9*. Етин — перший член гомологічного ряду ацетиленових вуглеводнів, загальна формула яких $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$. Складіть формули гомологів з кількістю атомів Карбону 4 і 5.

10. Обчисліть масу 2240 мл етену (н. у.).

§ 27. Горіння вуглеводнів

Ознайомившись із матеріалом параграфа, ви:

- дізнаєтесь про горіння насичених і ненасичених вуглеводнів;
- з'ясуєте, як записувати рівняння реакцій і термохімічні рівняння;
- зрозумієте, чому під час горіння різних вуглеводнів виділяється різна кількість теплоти.

Метан, етин і етен є горючими речовинами; горять на повітрі (як і більшість органічних речовин).

Горіння метану та його гомологів

Метан на повітрі горить блакитним полум'ям. Усі гомологи метану внаслідок підпалювання також горять з утворенням вуглекислого газу та водяної пари.

Порівнюючи забарвлення полум'я під час згоряння різних насичених вуглеводнів, виявили певну закономірність: зі зростанням відносної молекулярної маси вуглеводню полум'я яскравішає.



Рис. 27.1. Горіння природного газу

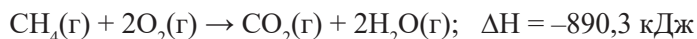


Рис. 27.2. Горіння парафінової свічки

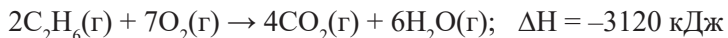
Кожен з вас бачив горіння парафінової свічки. *Парафін* — це суміш твердих вуглеводнів. Кількість атомів Карбону в їх молекулах становить від 18 до 35.

Парафінова свічка горить яскраво-жовтим полум'ям. Це зумовлено світінням розжарених частинок сажі, які утворюються в результаті термічного розкладу вуглеводнів.

Якщо в середовищі, де згоряє метан (природний газ), кисню недостатньо, то частина атомів Карбону вивільняється у вигляді сажі (C) або окиснюється лише до чадного газу CO. Під час горіння виділяється велика кількість теплоти. Реакцію горіння метану можна подати термохімічним рівнянням:



Ще більше енергії виділяється під час спалювання етану:



Пропан або суміш пропану й бутану використовують для отримання скрапленого газу, яким заповнюють газові балони автомобілів і балони для побутових газових плит.

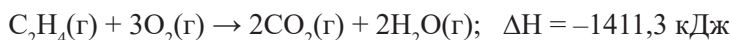
Гомологи метану з кількістю атомів Карбону в молекулах від 5 до 16 за нормальних умов є рідинами і входять до складу бензину та гасу.



Рис. 27.3. Побутові газові балони

Горіння етену й етину

Етен (етилен), так само як і насичені вуглеводні, горить на повітрі з утворенням карбон(IV) оксиду й води. На повітрі горить яскравим сліпучим полум'ям. Термохімічне рівняння реакції показує, що процес горіння є екзотермічним:



Етин (ацетилен) на повітрі горить яскравим кіптявим полум'ям. Кіптявість полум'я зумовлена утворенням сажі.

Обчислимо масову частку Карбону в ацетилені:

$$w(C) = \frac{2A_r(C)}{M_r(C_2H_2)} = \frac{24}{26} = 0,923$$

Оскільки масова частка Карбону в ацетилені дуже висока, то під час його горіння значна частина атомів Карбону не встигає повністю окиснитись до вуглекислого газу і виділяється у вигляді сажі (кіптяви):

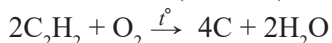
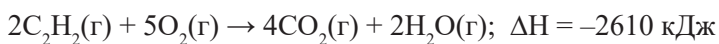


Рис. 27.4. Різання металу з використанням ацетиленового пальника

У чистому кисні ацетилен горить сліпучо-яскравим полум'ям з виділенням величезної кількості теплоти:



Температура в полум'ї горіння ацетилену сягає майже 3000 °С. Це дає змогу використовувати його для зварювання і різання металів.



Підсумки

1. Насичені й ненасичені вуглеводні належать до горючих речовин.
2. Продуктами горіння вуглеводнів за умов достатньої кількості кисню є карбон(IV) оксид і вода.
3. Усі реакції горіння є екзотермічними реакціями.
4. Реакції горіння мають важливе практичне значення. Чималу частину вуглеводнів використовують як паливо саме завдяки реакції горіння.



Контрольні запитання

1. Які хімічні речовини є продуктами горіння вуглеводнів?
2. Порівняйте характер полум'я під час горіння метану, етену й етину.
3. Чим зумовлена поява кіптяви (сажі) під час горіння вуглеводнів?
4. Наведіть приклад рівняння реакції горіння вуглеводню з утворенням сажі.
5. Порівняйте реакції горіння ацетилену в чистому кисні й на повітрі. Яка з цих реакцій має практичне застосування?
6. Порівняйте теплові ефекти реакцій горіння метану, етену й етину. Яка з цих реакцій дає найбільший тепловий ефект?



Вправи та задачі

1. Обчисліть масові частки Карбону в молекулах пропану й бутану.
2. Який об'єм кисню (н. у.) прореагував з ацетиленом, якщо утворилось 0,75 моль вуглекислого газу?
3. Напишіть рівняння реакцій, які відбуваються під час згоряння: а) пропану; б) бутану; в) пентану; г) гептану.
4. Яка кількість речовини води утворюється в результаті згоряння 7,2 г пентану?
5. Обчисліть кількість речовини кисню, яку необхідно використати для спалювання 336 л суміші етану й етину, якщо об'ємна частка етану в ній становить 50 %.
6. Який об'єм кисню (н. у.) необхідний для спалювання 104 г суміші ацетилену й азоту, якщо масова частка вуглеводню в ній становить 25 %?
7. Обчисліть масові частки Карбону й Гідрогену в молекулі пентану.
- 8*. Обчисліть об'єм повітря, необхідний для спалювання 100 кг суміші азоту, етану і пропану. Масові частки компонентів суміші становлять відповідно 30, 50 і 20 %. Об'ємна частка кисню в повітрі становить 21%.

§ 28. Обчислення об'ємних відношень газів за хімічними рівняннями

Ознайомившись із матеріалом параграфа, ви:

- з'ясуєте зміст закону об'ємних відношень газів;
- дізнаєтесь, як розв'язувати задачі, використовуючи цей закон.

Закон об'ємних відношень газів

Значна частина вуглеводнів за нормальних умов — це гази. Серед них — вуглеводні, які ми вже знаємо: метан, етен, етин, а також етан, пропан, бутан.

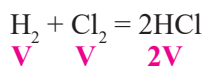
У газах, на відміну від твердих чи рідких речовин, відстань між молекулами дуже велика. Тому порції різних газів, що містять однакову кількість молекул, займають однаковий об'єм за незмінних тиску та температури.

На початку XIX ст. італійський фізик і хімік Амедео Авогадро сформулював закон, який назвали його іменем — закон Авогадро:

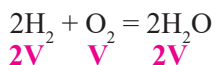
Рівні об'єми різних газів за однакових умов містять однакову кількість молекул.

Це означає, що в 1 л метану CH_4 міститься стільки ж молекул, скільки їх є в 1 л ацетилену C_2H_2 чи в 1 л етилену C_2H_4 .

Відкриттю закону Авогадро передували численні досліди з газами французького хіміка і фізика Жозефа-Луї Гей-Люссіака. Так, досліджуючи реакцію водню з хлором, він використовував однакові об'єми газів, а одержав продукт реакції — гідроген хлорид, об'єм якого був удвічі більшим:



Експериментуючи з воднем (під час його взаємодії з киснем), учений зауважив, що на реакцію з одним об'ємом кисню витрачається два об'єми водню:



За результатами дослідів він установив, що невеликі цілі числа, якими виражається відношення

Амедео Авогадро

(1776 – 1856)

італійський учений і хімік, член Туринської академії наук. Заклав основи молекулярної теорії. Відкрив один з фундаментальних природничих законів, названий його ім'ям. Вивчав

електричні, електромагнітні явища. Розробив метод визначення молекулярної маси. Зробив вагомий внесок у вивчення зв'язку між електричними і хімічними явищами. Назване на його честь *число Авогадро* є однією з найважливіших сталих у хімії та фізиці.



об'ємів газоподібних речовин, збігаються з коефіцієнтами перед формулами цих речовин у рівнянні реакції.

Ж.-Л. Гей-Люссак 1808 року сформулював закон об'ємних відношень газів:

Об'єми газів, що вступають у реакцію, а також утворюються в результаті реакції, відносяться як невеликі цілі числа.

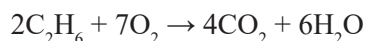


Жозеф-Луї Гей-Люссак
(1778 – 1850)

французький хімік і фізик, член Французької академії наук. Відкрив газові закони, названі його ім'ям. Здійснив фундаментальні дослідження в галузі фізичної, органічної та неорганічної хімії. Зробив вагомий внесок у вивчення галогенів. Сприяв поширенню знань в аналітичній хімії. Відкрив ціан (CN)₂, розробив метод добування щавлевої кислоти. Сконструював вежу із системою свинцевих камер, яка в технології виробництва сульфатної кислоти названа на його честь.

Ці числа збігаються з коефіцієнтами в рівнянні реакції. Закон Гей-Люссака поширюється на всі газоподібні речовини (органічні та неорганічні).

Запишемо рівняння реакції горіння етану:



Як видно з рівняння, дві молекули етану реагують із сімома молекулами кисню, утворюючи чотири молекули вуглекислого газу і шість молекул води.

Отже, можна стверджувати, що на згорання двох моль етану потріб-

но сім моль кисню. При цьому утвориться чотири моль карбон(IV) оксиду й шість моль води. Тобто:

$$n(\text{C}_2\text{H}_6) : n(\text{O}_2) : n(\text{CO}_2) : n(\text{H}_2\text{O}) = 2 : 7 : 4 : 6$$

Оскільки вода за температури горіння етану є газоподібною, то, зважаючи на закон об'ємних відношень газів, можна записати так:

$$V(\text{C}_2\text{H}_6) : V(\text{O}_2) : V(\text{CO}_2) : V(\text{H}_2\text{O}) = 2 : 7 : 4 : 6$$

Оскільки вода за нормальних умов (0 °C) конденсується, то стосовно неї закон об'ємних відношень газів не діє.

$$V(\text{C}_2\text{H}_6) : V(\text{O}_2) : V(\text{CO}_2) = 2 : 7 : 4$$

Розв'язування задач

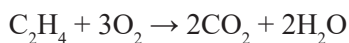
У хімії є низка задач, розв'язування яких передбачає використання закону об'ємних відношень газів.

Задача 1. Який об'єм кисню необхідний для повного спалювання 100 л етену? Усі вимірювання виконано за однакових умов.

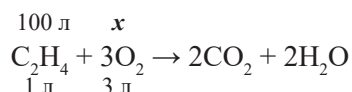
$$\begin{array}{l} \text{Дано:} \\ V(\text{C}_2\text{H}_4) = 100 \text{ л} \\ \hline V(\text{O}_2) \text{ — ?} \end{array}$$

Розв'язання

1. Складаємо рівняння реакції горіння етену:



2. У рівнянні реакції запишемо над формулою етену його об'єм — 100 л, а над формулою кисню — x , оскільки об'єм його невідомий. Під рівнянням запишемо об'єми реагентів, виходячи із закону об'ємних відношень газів:



3. Для обчислення об'єму кисню складаємо пропорцію і розв'язуємо її:

$$\frac{100 \text{ л}}{1 \text{ л}} = \frac{x}{3 \text{ л}}; \quad x = 300 \text{ л}$$

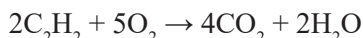
Відповідь: об'єм кисню становить 300 л.

Задача 2. Ацетилен повністю спалили в чистому кисні, отримавши 2400 мл карбон(IV) оксиду. Який об'єм кисню витратили на спалювання ацетилену?

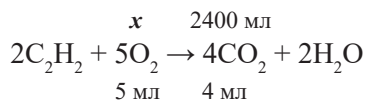
$$\begin{array}{l} \text{Дано:} \\ V(\text{CO}_2) = 2400 \text{ мл} \\ \hline V(\text{O}_2) \text{ — ?} \end{array}$$

Розв'язання

1. Складаємо рівняння реакції горіння ацетилену:



2. У рівнянні реакції запишемо над формулою вуглекислого газу його об'єм — 2400 мл, а над формулою кисню — x , оскільки об'єм його невідомий. Під рівнянням запишемо об'єми цих же речовин, виходячи із закону об'ємних відношень газів:



3. Для обчислення об'єму кисню складаємо пропорцію і розв'язуємо її:

$$\frac{x}{5 \text{ мл}} = \frac{2400 \text{ мл}}{4 \text{ мл}}; \quad x = 3000 \text{ мл}$$

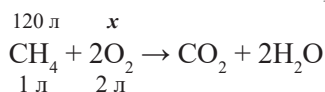
Відповідь: об'єм кисню становить 3000 мл.

Задача 3. Приготували суміш зі 120 л метану і 300 л кисню. Суміш підпалили. Чи залишиться після закінчення реакції один з реагентів? Якщо залишиться, то обчисліть його об'єм (об'єми всіх речовин вимірювали за нормальних умов).

Дано:
 $V(\text{CH}_4) = 120 \text{ л}$
 $V(\text{O}_2) = 300 \text{ л}$
 $V(\text{газу, що залишиться}) = ?$

Розв'язання

1. Визначимо, чи вистачить кисню на горіння метану:



$$\frac{120 \text{ л}}{1 \text{ л}} = \frac{x}{2 \text{ л}}; \quad x = 240 \text{ л}$$

Отже, під час повного спалювання метану витратиться лише 240 л кисню.

2. Визначаємо об'єм кисню, який залишиться після завершення реакції:

$$V(\text{газу, що залишиться}) = V(\text{поч.}) - V(\text{реаг.}) = 300 - 240 = 60 \text{ (л)}$$

Відповідь: після реакції залишиться 60 л кисню.



Підсумки

1. Під час розв'язування задач, де реагентами і продуктами реакції є газоподібні речовини, слід керуватись двома законами: законом Авогадро та законом об'ємних відношень газів.

2. Закон Авогадро: у рівних об'ємах різних газів за однакових умов міститься однакова кількість молекул (або атомів).

3. Закон об'ємних відношень газів: об'єми газів, що вступають у реакцію чи утворюються в результаті реакції, відносяться між собою як невеликі цілі числа.

4. Відношення об'ємів газоподібних речовин збігається з відповідними коефіцієнтами перед цими речовинами в рівнянні реакції.



Контрольні запитання

1. Сформулюйте закон Авогадро.
2. Сформулюйте закон об'ємних відношень газів.



Вправи та задачі

1. Обчисліть об'єм карбон(IV) оксиду, який утворився внаслідок спалювання 400 мл бутану (об'єми речовин вимірювали за нормальних умов).

2. Обчисліть об'єм кисню, необхідний для спалювання 500 м³ етину (об'єми газів вимірювали за нормальних умов).

3. Обчисліть об'єм кисню, необхідний для спалювання 600 мл суміші пропану й азоту, якщо об'ємна частка пропану в ній становить 40 % (об'єми газів вимірювали за однакових умов).

4. Який об'єм етану може повністю згоріти в 1400 мл кисню (н. у.).

5. Обчисліть об'єм карбон(IV) оксиду, який утворився внаслідок спалювання 4 м³ суміші етану й метану, у якій об'єми газів відносяться як 1 : 3 (об'єми речовин вимірювали за нормальних умов).

6. Обчисліть об'єм кисню, необхідний для спалювання 1200 мл суміші етину й етану, якщо об'ємна частка етину в ній становить 20 % (об'єми газів вимірювали за однакових умов).

7. Унаслідок спалювання суміші, що містить однакові об'єми метану й етину, одержали 300 л карбон(IV) оксиду. Який об'єм суміші використали? (об'єми газів вимірювали за однакових умов).

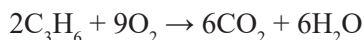
8*. Унаслідок спалювання суміші, що містить однакові об'єми азоту, етену і бутану, одержали 1200 м³ карбон(IV) оксиду. Який об'єм суміші використали? (об'єми газів вимірювали за однакових умов).

9. Визначте об'єм хлору, що прореагував з воднем, якщо утворилось 8 м³ гідроген хлориду (усі вимірювання виконано за нормальних умов).

10. Чи вистачить 300 мл водню для реакції з 0,4 л хлору?

11. Чи вистачить 0,5 м³ кисню на повне згоряння 300 л метану?

12. Чи вистачить 6 л кисню на повне згоряння 6 л пропену? Цю реакцію опи-сують рівнянням:



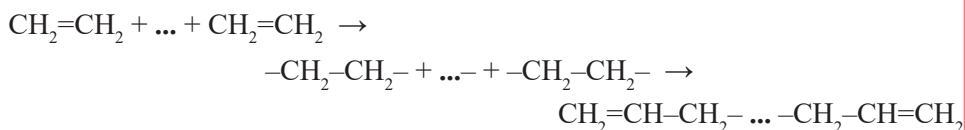
§ 29. Поняття про полімери на прикладі поліетилену

Ознайомившись із матеріалом параграфа, ви:

- дізнаєтесь, що таке полімери;
- з'ясуєте зміст реакції полімеризації, поняття «мономер», «ступінь полімеризації», «мономерна ланка»;
- довідаєтесь про властивості поліетилену та його застосування.

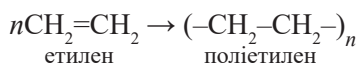
Полімеризація етилену

Молекули етилену C_2H_4 , як і молекули інших ненасичених вуглеводнів, що містять подвійний зв'язок, мають здатність сполучатися одна з одною. За певних умов одна ковалентна пара, що є між атомами Карбону в молекулі етену, може розриватися. За рахунок неспарених електронів утворені частинки сполучаються одна з одною (відбувається реакція полімеризації):



*Речовину, яку використовують для проведення реакції полімеризації, називають **мономером**.*

Так сполучаються сотні й тисячі молекул етилену. Утворену речовину (продукт реакції) називають *полімером*. Його відносна молекулярна маса може становити від 80 000 до 500 000. Скорочений запис реакції полімеризації етилену можна зобразити схемою:



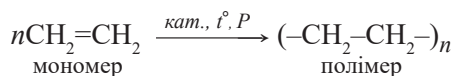
***Полімер** — сполука, макромолекула якої складається з великої кількості однакових груп атомів (мономерних ланок).*

***Мономерна ланка** — це група атомів, яка повторюється **n** разів у молекулі полімеру.*

***Ступінь полімеризації (n)** — це кількість мономерних ланок у молекулі полімеру.*

Реакцію добування полімерів з ненасичених вуглеводнів, що супроводжується розривом кратних зв'язків, називають реакцією полімеризації.

Не всі макромолекули полімеру мають однакову довжину (і відповідно відносну молекулярну масу). Це залежить від значення n (ступеня полімеризації). Інтервал значень n залежить від умов здійснення реакції — температури, тиску, каталізатора:



Отже, відносна молекулярна маса полімеру має значення:

$$M_r[(-\text{CH}_2-\text{CH}_2-)_n] = n \cdot M_r(\text{CH}_2=\text{CH}_2)$$

Зазвичай користуються значенням *середньої відносної молекулярної маси*.



Рис. 29.1. Поліетиленова плівка, гранули поліетилену

Властивості поліетилену

Поліетилен — безбарвна прозора або напівпрозора тверда речовина. Він легший за воду, жирний на дотик і зовні нагадує парафін. Під час нагрівання він розм'якшується і за температури 115–135 °С плавиться, утворюючи в'язку безбарвну рідину.

На поліетилен не діють вода, розчини кислот (за винятком концентрованої нітратної), а також розчини лугів, тобто поліетилен хімічно інертна речовина. Поліетилен за звичайних умов не розчиняється в органічних розчинниках. На повітрі горить кіптявим полум'ям. Поліетилен — нетоксична речовина.

Застосування поліетилену

Поліетилен через його властивості використовують дуже широко:



Рис. 29.2. Застосування поліетилену

Поліетилен також використовують як термоізолятор (пінополіетилен), конструкційний матеріал (різноманітні деталі для механізмів і приладів, корпуси човнів тощо). Порошковий поліетилен застосовують як термоклей.

Поліетиленова плівка дуже добре пропускає світло, а тому нею вкривають теплиці для вирощування овочів, квітів. Вироби з поліетилену є морозостійкими, однак не витримують температури понад 60 °С.

Якщо вироби треба зробити кольоровими, додають барвники.

Демонстрація. Ознайомлення зі зразками виробів з поліетилену.

Розгляньмо колекцію виробів з поліетилену.

Звернімо увагу, чи є на деяких виробах маркування («поліетилен низького тиску», «поліетилен високого тиску»).

Проведемо дослід з поліетиленовою плівкою:

- а) перевіримо розчинність поліетилену у воді;
- б) перевіримо дію гарячої води на поліетилен.

Розгляньмо таблицю «Властивості поліетилену».

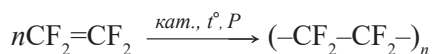
Таблиця 29.1. Властивості поліетилену

Ознака	Фізичні властивості поліетилену
агрегатний стан	тверда речовина
колір	білий, легко забарвлюється
на дотик	жирний
міцність	важко розірвати, міцний
розчинність у воді	нерозчинний
температура плавлення	легкоплавкий
пластичність	термопластичний



Для тих, хто хоче знати хімію глибше

Останні десятиліття людство використовує полімер, який називають *політетрафлуороетеном*, або *тефлоном* $(-CF_2-CF_2-)_n$. Мономером для добування тефлону є малотоксична газоподібна речовина, без кольору і запаху — *тетрафлуороетен* $CF_2=CF_2$. Основна подібність до етилену — це наявність двох атомів Карбону, сполучених подвійним зв'язком. Тому ця речовина може полімеризуватися. Реакція відбувається згідно зі схемою:



Тефлон можна розглядати як похідну поліетилену: як видно з формули, у його молекулі відсутні атоми Гідрогену — вони повністю заміщені на атоми Флуору. Тому в тефлону з'являються нові, притаманні лише йому властивості:

- зберігає еластичність і гнучкість за температур від -70 до $+270$ °C;
- не змочується жирами, водою, має дуже низький поверхневий натяг;
- не горить, хімічно інертний¹, дуже міцний;
- не руйнується під дією концентрованих кислот;
- не розчиняється в більшості органічних розчинників.

¹ Має найбільшу серед усіх відомих матеріалів хімічну стійкість. Взаємодіє лише з розплавами лужних металів, фтором і хлоротрифлуоридом.



Рис. 29.3. Вироби з тефлону

Якщо до полімеру додати графіт, скловату чи інший наповнювач, то одержують так звані *композиційні матеріали*, властивості яких відрізняються від властивостей окремих компонентів. Вони мають високу зносостійкість, високу температуру плавлення, низьку теплопровідність. З тефлону виготовляють підшипники, фільтри, протези, посуд¹, сучасний високотехнологічний одяг (*віндстопер*²), обладнання для хімічної промисловості, мастила³, наповнювачі для фарб тощо.



Підсумки

1. Молекули етену за певних умов можуть сполучатися одна з одною, утворюючи макромолекули. Одержаний продукт називають поліетиленом.
2. Полімер — це сполука, макромолекула якої складається з великої кількості однакових груп молекул.
3. Реакція полімеризації — це реакція добування полімерів з ненасичених вуглеводнів.
4. Мономер — вихідна речовина для проведення реакції полімеризації. Мономерна ланка — це група атомів, що повторюється n разів у молекулі полімеру.
5. Ступінь полімеризації (n) — це кількість мономерних ланок у молекулі полімеру.
6. Поліетилен — хімічно інертна сполука, яка не розчиняється у воді, плавиться за температури 115–135 °С.
7. З поліетилену виготовляють плівки для теплиць, пакувальні плівки, тару, іграшки, труби, посуд, електроізоляційні матеріали.



Контрольні запитання

1. Дайте визначення поняттям: *полімер, полімеризація, мономер, мономерна ланка*.

¹ Останнім часом тефлон широко використовують, створюючи антипригарне покриття для посуду. Слід зауважити, що під час нагрівання понад 200 °С тефлон починає повільно розкладатися, виділяючи токсичні та канцерогенні речовини!

² Від англ. *windstopper* — вітронепроникний.

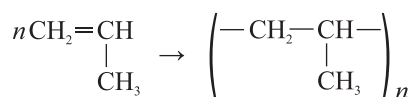
³ Має найменший серед відомих матеріалів коефіцієнт тертя ковзання.

2. Назвіть мономер, з якого добувають поліетилен.
3. Чому молекули етилену можуть сполучатися одна з одною?
4. Поясніть, чому насиченим вуглеводням не властива реакція полімеризації.
5. Що таке ступінь полімеризації?
6. Опишіть фізичні властивості поліетилену.
7. Як визначають відносну молекулярну масу полімеру?
8. Завдяки яким фізичним властивостям поліетилен став широковживаним матеріалом?



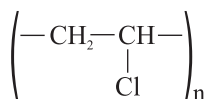
Вправи та задачі

1. Одна з макромолекул у зразку поліетилену має відносну молекулярну масу 50 400. Обчисліть ступінь полімеризації для цієї молекули.
2. Розгляньте схему утворення поліпропілену:



Прокоментуйте її та вкажіть:

- а) мономер, який використали для реакції полімеризації;
 - б) групу атомів, яка повторюється;
 - в) відносну молекулярну масу мономеру.
3. Тефлон за його особливу хімічну стійкість називають *органічною платиною*. Як ви вважаєте, чому його так назвали?
 4. Установіть значення середньої відносної молекулярної маси поліпропілену, ступінь полімеризації якого 950. Мономером поліпропілену є пропен — C_3H_6 .
 5. Середня відносна молекулярна маса поліпропілену 42 000. Визначте ступінь полімеризації цього полімеру.
 6. Один з полімерів — полівінілхлорид — має формулу



Укажіть, яку структурну формулу має мономер для добування цього полімеру.

7. Порівняйте хімічний склад поліпропілену зі складом поліетилену. Укажіть спільні та відмінні ознаки цих речовин і їх мономерів.

За матеріалами Інтернету та інших додаткових джерел підготуйте інформаційні проекти:

1. Економічні проблеми, пов'язані з використанням полімерних матеріалів.
2. Полімерні матеріали, що становлять загрозу для екології.
3. Полівінілхлорид, його використання. Проблеми утилізації.

§ 30. Поширення вуглеводнів у природі. Застосування вуглеводнів

Ознайомившись із матеріалом параграфа, ви:

- дізнаєтесь про склад і властивості нафти, природного газу, кам'яного вугілля;
- з'ясуєте, як переробляють нафту для одержання нафтопродуктів, які хімічні продукти можна одержувати з кам'яного вугілля.

Вуглеводні доволі поширені в природі. Вони трапляються у вигляді *нафти*, *вугілля*, *природного*, *сланцевого*, *супутнього нафтового газу* тощо.

Горючі гази

Природний газ відомий вам із повсякденного життя, адже більшість людей використовує його для приготування їжі, обігріву помешкань. Природний газ також є важливою сировиною для хімічної промисловості: з нього добувають сажу, водень, ацетилен та інші речовини, які, у свою чергу, перетворюють на синтетичні тканини, полімери (пластмаси), каучуки (з них виготовляють гуму).

Основним компонентом природного газу є метан CH_4 . Його вміст за об'ємом у цій суміші може досягати 98 %, але зазвичай коливається в межах 85–95 %. Природний газ, крім метану, може містити 2–3 % гомологів метану (етан, пропан, бутан), а також незначну кількість інших домішок (гідроген сульфід H_2S , азот N_2 , карбон(IV) оксид CO_2 і водяну пару H_2O) і залишки водню H_2 , чадного газу CO , інертних газів. Природний газ видобувають з газових і газоконденсатних (на шельфі Чорного моря) родовищ. Поклади природного газу в Україні зосереджені в Шебелинському (Харківська обл.) та Дашавському (Львівська обл.) родовищах.

Супутній нафтовий газ — суміш газоподібних вуглеводнів, розчинених у нафті, виділяються з неї під час видобутку і переробки. Вміст метану в супутньому нафтовому газі зазвичай становить до 90–98 %. Раніше супутні нафтові гази не знаходили застосування, тому під час добування нафти їх спалювали факельним способом. Тепер їх збирають і використовують як паливо і як цінну хімічну сировину. Із супутнього нафтового газу на газопереробних заводах виділяють метан, етан, пропан, бутан, а також виробляють газовий бензин.

Сланцевий газ — газ (об'ємна частка метану — 95 %), який міститься в незначних кількостях у низькопористих глинистих осадових породах, що залягають на глибинах від 1 до 6 км. Світові запаси становлять близько 200 трлн m^3 . Значні поклади розвідані й в Україні.

Болотний газ — газ, який виділяється внаслідок гниття органічних решток боліт. Основним його компонентом є метан. Також може містити незначну кількість CO_2 , N_2 , H_2S (останній надає газу неприємного запаху).

Рудниковий газ — газ, який виділяється з кам'яновугільних пластів (. Основний компонент — метан (з домішками інших алканів).

Нафта

Нафта доволі поширена в природі й відома людині здавна. На території України родовища нафти є у Львівській, Полтавській, Сумській та Чернігівській областях, на шельфі Чорного й Азовського морів. Нафта — це оліїста рідина з характерним запахом, найчастіше темно-коричнева, інколи майже чорна. Нафта легша за воду і практично в ній не розчиняється. Густина нафти змінюється в широких межах — від 0,65 до 1,05 (зазвичай 0,82–0,95) г/см³. Через це нафта, потрапляючи у водойму, збирається на поверхні води.

За хімічним складом нафта — це суміш великої кількості органічних речовин, близько 90 % яких становлять різні (понад 900) вуглеводні. У багатьох родовищах вміст рідких насичених вуглеводнів доволі високий. Так, у Передкарпатському родовищі він сягає 65 %.

Елементний склад: нафта містить 83–87 % Карбону, 12–14 % Гідрогену, решта — Оксиген, Сульфур, Нітроген, а також у незначній кількості Фосфор, Бор, металічні елементи: Нікол, Ферум, Алюміній, Калій, Магній, Барій, Кобальт, Молібден.

До сьогодні нафту (точніше *нафтопродукти*, тобто продукти її переробки) зазвичай використовують як паливо: спаливши 1 мл нафти, 1 л води можна нагріти на 10 °С.

Переробляти нафту почали ще в середині XVIII століття. Сьогодні нафту піддають **первинній переробці** — *фракційній перегонці (ректифікації)*:

1) нагрівання сирової нафти в печі до 400 °С;

2) пропускання парів нафти через *ректифікаційну колону* — пристрій для розділення рідких сумішей речовин, що являє собою вертикальний циліндр (заввишки 80 м і більше й до 8 м у діаметрі) з контактними пристроями («тарілками») усередині. У цих «тарілках» пари нафти охолоджуються і, залежно від температури кипіння, розділяються на різні частини — *фракції*.



Рис. 30.1. Ректифікаційні колони

Таблиця 30.1. Продукти перегонки нафти

Кількість атомів С, t°	Назва фракції	Галузі застосування
C ₅ –C ₁₂ 35–205 °С	бензин	Суміш легких вуглеводнів нафти; використовують головним чином як пальне для двигунів, а також як розчинник у хімічній промисловості
C ₈ –C ₁₄ 120–240 °С	лігроїн	Використовують для вторинної переробки у виробництві алкенів, бензинів, а також як сировину для виробництва високооктанових добавок
C ₁₂ –C ₁₈ 180–320 °С	гас	Використовують як пальне для тракторів, літаків, як компонент пальне для ракет, у газових лампах
C ₁₀ –C ₄₀ 300–310 °С	газойль	Один з компонентів дизельного пального, сировина для отримання молекул з меншою кількістю атомів Карбону
C ₁₈ –C ₅₅ >300 °С	мазут	Паливо для промислових печей; переганяють у вакуумних установках, одержуючи низку речовин, зокрема гудрон

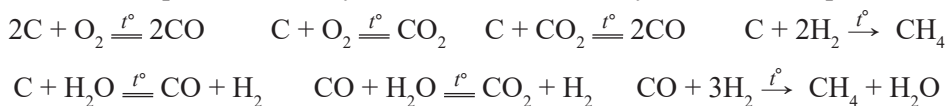
Для одержання високоякісних бензинів продукти первинної переробки піддають *вторинній переробці*. За високої температури у присутності каталізатора будова алканів змінюється з нерозгалуженої на розгалужену, що змінює характеристики бензину.

Кам'яне вугілля

Кам'яне вугілля, як і природний газ чи нафта, є джерелом вуглеводнів і цінною хімічною сировиною. Вугілля переробляють переважно *коксуванням* і *газифікацією*. Унаслідок *коксування*, або *сухої перегонки* (за температури 1000 °С без доступу кисню), з кам'яного вугілля отримують:

- леткі продукти, які містять амоніак, воду і коксовий газ (60 % H₂; 25 % CH₄; 5 % CO; 4 % N₂; 2 % NO₂; 2 % C₂H₄; 2 % інших газів);
- твердий залишок: *пек* (тверду масу чорного кольору) і власне *кокс* — пористу речовину темно-сірого кольору (його використовують як відновник у металургії, зокрема у виробництві чавуну).

Значну частину вугілля піддають процесам газифікації. *Газифікація* — перетворення вугілля за допомогою хімічних реакцій на горючі гази (CO, H₂, CH₄). Вони утворюються в результаті окиснення вугілля недостатньою кількістю кисню, водяною парою, а також вуглекислим газом. Відбувається низка реакцій:





Для тих, хто хоче знати хімію глибше

Однією з найважливіших властивостей пального є його *детонаційна стійкість*, тобто опірність пального до *детонації* (вибуху) під час стискання¹⁰. Адже стискання робочої суміші у двигуні спричиняє підвищення тиску і відповідно температури, завдяки чому окиснення вуглеводнів може відбутися мимовільно, без іскри від свічок запалювання. Детонація супроводжується шумом і характерним вихлопом. Вона знижує потужність, спричиняє перегрів, пришвидшує зношування двигуна і навіть може призвести до його руйнування.

Октанове число — величина, яка визначає антидетонаційну характеристику пального для двигунів внутрішнього згорання (бензинів).

За умовною шкалою антидетонаційні властивості ізооктану (2,2,4-триметилпентану) прийнято за 100 одиниць шкали, а *n*-гептану — за 0. Для бензинів з октановим числом понад 100 одиниць створено умовну шкалу, у якій використовують ізооктан з домішками *тетраетилсвинцю* (тривіальна назва речовини, формула якої $(C_2H_5)_4Pb$). *Тetraетилсвинець* (ТЕС) — токсична металоорганічна сполука. З 1921 р. її застосовували як антидетонаційну присадку до пального, яка підвищувала його октанове число. Сьогодні замість ТЕС використовують менш токсичні речовини, наприклад етанол.

Аналогічно для описання характеристик дизельного пального застосовують *цетанове число*.



Підсумки

1. Природний газ, нафта, кам'яне вугілля є важливою сировиною для добування вуглеводнів, які широко використовують у народному господарстві.
2. Природний газ складається із суміші алканів, однак основний компонент — це метан. Його об'ємна частка може досягати 98 %. Окрім метану, в природному газі є певні кількості етану, пропану, бутану та інших речовин.
3. До складу нафти входить понад 900 органічних речовин. Нафта також містить мінеральні солі та механічні домішки.
4. Первинна переробка нафти полягає в термічній перегонці. Так добувають фракції: бензин, гас, лігроїн, газойль, мазут.
5. Під час переробки вугілля методом коксування одержують кокс, коксовий газ (суміш H_2 , CH_4 , C_2H_4 та інші), амоніачну воду й кам'яновугільну смолу.
6. Вугілля піддають процесам газифікації.

¹ *Детонація* — надзвуковий комплекс, що складається з ударної хвилі та екзотермічної хімічної реакції, яка відбувається після неї. Ударна (вибухова) хвиля є шкідливою для деталей двигуна: вона руйнує циліндри, клапани, кільця.



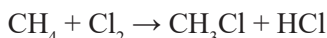
Контрольні запитання

1. Назвіть основні складові природного газу.
2. Порівняйте хімічний склад природного газу і супутнього нафтового газу.
3. Які групи речовин виявлено в нафті?
4. Як здійснюють первинну переробку нафти?
5. Які продукти одержують у результаті первинної переробки нафти?
6. Для чого нафтопродукти піддають вторинній переробці?
7. Які є напрямки використання природного газу?
8. Як здійснюють коксування кам'яного вугілля?
9. Назвіть основні продукти, які отримують під час коксування кам'яного вугілля. З якою метою кам'яне вугілля газифікують?
10. Які газоподібні речовини входять до складу продуктів газифікації кам'яного вугілля?



Вправи та задачі

1. Із 78,4 л природного газу добули 141,4 г хлорметану CH_3Cl за реакцією

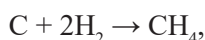


Визначте об'ємну частку метану в природному газі.

2. У бензині масова частка вуглеводнів складу C_8H_{18} становить 82 %, а C_7H_{16} — 18 %. Спалили 10 кг бензину. Який об'єм кисню (н. у.) витратили для спалювання бензину?

3. Природний газ містить метан, етан, азот і карбон(IV) оксид. Об'ємні частки цих газів становлять відповідно 90 %, 6 %, 2 % і 2 %. Обчисліть об'єм кисню, необхідний для спалювання 5 м³ природного газу (н. у.).

4. У процесі газифікації кам'яного вугілля за реакцією, що описана рівнянням



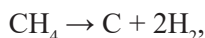
одержали 336 м³ метану. Визначте: а) масу вуглецю, що прореагував; б) об'єм водню, який сполучився з вуглецем (н. у.)?

5. Під час газифікації кам'яного вугілля відбулися реакції



й утворилось 1500 м³ метану. Визначте: а) об'єми чадного газу і водню, що прореагували; б) масу води, що утворилася.

6. Чому дорівнює маса вуглецю, який добули унаслідок розкладу метану



якщо під час згоряння одержаного водню отримали 4,8 моль води? Укажіть об'єм метану (н. у.), який розклали.

7. Укажіть об'єм газової суміші (н. у.), яка утворилася після реакції, описаної рівнянням $\text{C} + \text{H}_2\text{O} = \text{CO} + \text{H}_2$, якщо в реакцію вступило 24 кг вуглецю.

§ 31. Спирти. Етанол

Ознайомившись із матеріалом параграфа, ви дізнаєтесь:

- про хімічний склад та назви спиртів;
- про властивості та напрямки використання етанолу;
- про згубну дію алкоголю на організм людини.

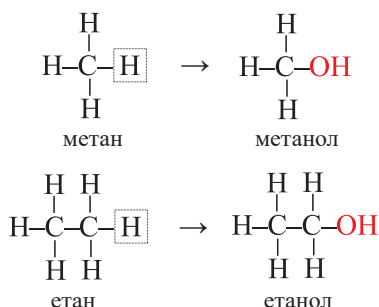
Спирти

Молекули низки органічних сполук, крім атомів Карбону і Гідрогену, містять ще й атоми інших елементів, наприклад Оксигену. Такі сполуки називають *оксигеновмісними*. Серед них виділяють класи: *спирти* (одно- і багатоатомні), *феноли*, *альдегіди*, *карбонові кислоти*, *етери*, *естери* тощо.

Молекули спиртів містять групу атомів -OH , її називають *гідроксильною*; молекули карбонових кислот — -COOH , яку називають *карбоксільною*. Інші класи органічних речовин мають інші групи.

Спирти — це похідні вуглеводнів, у молекулах яких один або кілька атомів Гідрогену заміщені на гідроксильні групи.

Розгляньмо схиму утворення спиртів під час заміщення одного атома Гідрогену на гідроксильну групу в молекулах метану й етану:



Назви спиртів

Щоб назвати спирт, використовують назву алкану, суфікс *-ан* змінюють на суфікс *-ол*. Спирт, який має формулу CH_3OH , походить від насиченого вуглеводню метану CH_4 , тому його назва — *метанол*. Спирт $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ походить від етану C_2H_6 , тому його називають *етанол*.

Етанол

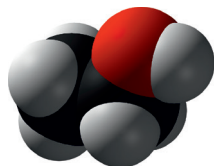
Етанол іще називають *етиловим спиртом*. Етанол — безбарвна рідина, має специфічний «спиртовий» запах і пекучий смак. Етанол легший за воду, змішується з нею в будь-яких пропорціях, тобто його розчинність у воді необмежена. У ньому розчиняється безліч органічних речовин. Це летка рідина, температура кипіння якої становить $78,4^\circ\text{C}$. Чистий етанол доволі гігроскопічний, тобто здатний вбирати водяну пару з повітря. Спирт є легкозаймистою рідиною. Горить неяскаравим блакитним полум'ям.

Його формули:

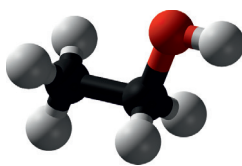
молекулярна	електронна	структурна	скорочена
C_2H_5OH	$ \begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \vdots \quad \vdots \\ \text{H} : \text{C} : \text{C} : \text{O} : \text{H} \\ \vdots \quad \vdots \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array} $	$ \begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{OH} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array} $	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{OH}$

Просторове розміщення частинок у молекулі етанолу відображають масштабна і кулестержнева моделі його молекули:

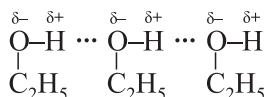
масштабна



кулестержнева

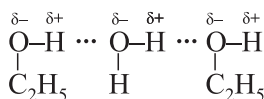


Між молекулами спирту наявні водневі зв'язки:



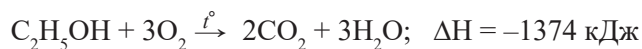
Звдяки цим зв'язкам молекули спиртів асоційовані, притягуються одна до одної. Для того щоб перетворити спирт із рідини на газ, треба спочатку витратити (додаткову) енергію на розрив водневих зв'язків між асоційованими молекулами, а потім — енергію, щоб перевести молекули спирту в газоподібний стан. Отже, наявність водневих зв'язків є причиною вищої температури кипіння спиртів порівняно з відповідними вуглеводнями.

Водневі зв'язки також виникають між молекулами спирту і води:



Через це спирти у воді розчиняються дуже добре, а вуглеводні — ні. Зв'язки С–Н в молекулах вуглеводнів малополярні, тому водневі зв'язки між молекулами вуглеводнів (і між молекулами вуглеводнів і води) не утворюються.

Етанол, як і всі спирти, горить на повітрі з виділенням значної кількості теплоти. Термохімічне рівняння реакції горіння етанолу:



Отруйність етанолу. Згубна дія алкоголю на організм людини

Серед інших спиртів *етанол* має відносно невисоку токсичність, але під час його вживання викликає значний психоактивний ефект. Спочатку людина відчу-

ває ейфорію і збудження (задля цього алкогольні напої і вживають, помилково намагаючись таким чином подолати нудьгу, невпевненість, страх, сімейні негаразди, життєві труднощі). Потім, у міру збільшення дози, швидко настає стан сп'яніння — знижується увага і швидкість реакції, порушується координація рухів і мислення, затьмарюється свідомість. *Алкоголь*¹ згубно впливає на роботу всіх органів і систем, але головна його небезпека полягає в іншому. Унаслідок його систематичного вживання виникає звикання, фізична і психічна залежність від алкоголю — розвивається алкоголізм. Значну небезпеку, особливо для молоді (за відсутності відповідної соціальної політики держави, в умовах доступності та дешевизни продукту), становлять слабоалкогольні напої — сурогатні лікєро-горілані вироби, міцність яких становить 1,2–8,5 % (коктейлі, пиво). Їх токсичний ефект виражений слабо, а звикання розвивається швидко.

Головними наслідками алкоголізму, як і будь-якої залежності, є руйнування особистості, травматизм на виробництві та транспорті, передчасна смерть. Алкоголізм є основною причиною таких глобальних соціальних проблем, як розпадання сімей, злочинність, злидні.

Метилловий спирт, який на смак і запах не відрізняється від етилового, у малих дозах спричиняє сліпоту, а у великих (30 мл і більше) — смерть. Одноатомні спирти з кількістю атомів Карбону від трьох і більше називають *сивушними маслами*. Це побічний продукт спиртового бродіння рослинних вуглеводів (крім спиртів, може містити низку токсичних речовин), токсичний, має різкий неприємний запах і, залежно від складу, — колір від світло-жовтого до бурого.



Для тих, хто хоче знати хімію глибше

Хімічні властивості органічних речовин визначає певна, спільна для речовин усього класу, група атомів. Таку групу атомів називають *функціональною*.

Якщо молекула спирту містить одну гідроксильну групу, то такий спирт називають *одноатомним*, якщо дві, то спирт називають *двохатомним*, якщо три — *трьохатомним*.

Якщо залишок вуглеводню позначити **R**, то загальну формулу одноатомних спиртів, розглянутих як похідні насичених вуглеводнів, можна записати так: **R-OH**.

Використавши загальну формулу алканів C_nH_{2n+2} і замінивши один атом Гідрогену на гідроксильну групу, одержимо: $C_nH_{2n+1}OH$.

Якщо $n = 1$, одержимо CH_3OH ;

$n = 2$, одержимо C_2H_5OH ;

$n = 3$, одержимо C_3H_7OH .

¹ *Алкоголь* — це етиловий спирт і напої, що його містять. Мікробіота товстої кишки здорової людини щодоби синтезує від 50 до 100 мл етилового спирту.



Підсумки

1. Спирти — це похідні вуглеводнів, у молекулах яких один або кілька атомів Гідрогену (біля різних атомів Карбону) заміщені на гідроксильні групи.
2. Етанол, потрапляючи в організм, завдає йому серйозної шкоди.



Контрольні запитання

1. Що є спільною ознакою всіх спиртів?
2. Як ви вважаєте, чи залежить розчинність спирту у воді від довжини карбонового ланцюга? Відповідь поясніть.
3. Які фізичні властивості має етанол?
4. Обчисліть відносну молекулярну масу етанолу.
5. Охарактеризуйте тепловий ефект реакції горіння етанолу?
6. Складіть електронну, молекулярну та структурну формули метанолу.
7. Чому температура кипіння спиртів набагато вища, ніж у відповідних вуглеводнів?
8. До яких наслідків призводить вживання алкогольних напоїв?



Вправи та задачі

1. Який об'єм кисню (н. у.) необхідний для спалювання 0,23 кг етанолу?
2. До 200 г розчину етанолу з масовою часткою спирту 30 % додали 40 мл води. Обчисліть масову частку етанолу у приготовленому розчині.
3. Обчисліть об'єм вуглекислого газу (н. у.), що утвориться внаслідок спалювання 0,45 моль метанолу.
4. Обчисліть масову частку Оксигену в пропанолі.
5. Напишіть рівняння реакції горіння метанолу та обчисліть об'єм кисню, необхідний для спалювання 50 мл метанолу, густина якого 0,79 г/мл (н. у.).
6. До 500 г розчину етанолу з масовою частку спирту 30 % додали 200 мл іншого розчину, який має густину 0,79 г/мл, а масову частку спирту — 20 %. Обчисліть масову частку етанолу в приготованому розчині.
7. Обчисліть кількість речовини води в 140 г розчину етанолу з масовою часткою спирту 22,86 %.
8. Під час спалювання етанолу одержали 17,92 л карбон(IV) оксиду. Чому дорівнює маса спаленого етанолу?
9. Чому дорівнює маса спаленого метанолу, якщо одержали 3360 см³ карбон(IV) оксиду?

§ 32. Гліцерол

Ознайомившись із матеріалом параграфа, ви:

- дізнаєтесь про будову та склад молекули гліцеролу;
- довідаєтесь про фізичні властивості гліцеролу;
- з'ясуєте, як виявляти гліцерол за допомогою якісної реакції.

Гліцeрoл (застаріла назва — гліцерин) — це спирт. Його формули:

молекулярна	електронна	структурна	скорочена
$C_3H_8O_3$ або $C_3H_5(OH)_3$	$\begin{array}{ccccc} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \\ & \cdot\cdot & \cdot\cdot & \cdot\cdot & \\ \text{H} & \cdot & \cdot & \cdot & \text{H} \\ & \cdot\cdot & \cdot\cdot & \cdot\cdot & \\ & \text{:}\ddot{\text{O}} & \text{:}\ddot{\text{O}} & \text{:}\ddot{\text{O}} & \\ & \cdot\cdot & \cdot\cdot & \cdot\cdot & \\ & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \end{array}$	$\begin{array}{ccccccc} & \text{H} & & \text{H} & & \text{H} & \\ & & & & & & \\ \text{H} & - \text{C} & - & \text{C} & - & \text{C} & - \text{H} \\ & & & & & & \\ & \text{OH} & & \text{OH} & & \text{OH} & \end{array}$	$\begin{array}{ccccccc} & \text{CH}_2 & - & \text{CH} & - & \text{CH}_2 & \\ & & & & & & \\ & \text{OH} & & \text{OH} & & \text{OH} & \end{array}$

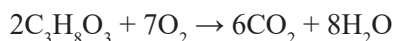
Гліцерол можна розглядати як сполуку, похідну від пропану. Тобто в молекулі пропану три атоми Гідрогену біля різних атомів Карбону заміщено на гідроксильні групи.

Гліцерол був відкритий у 1783 р. шведським хіміком К. Шеєле, який установив, що молекули цієї сполуки утворюються під час взаємодії природних жирів з водою (гідролізу).

Чистий гліцерол — прозора, безбарвна, густа і в'язка, сиропоподібна, без запаху, важча за воду, неотруйна, солодкувата на смак рідина. Температура плавлення становить $18\text{ }^\circ\text{C}$, кипіння — $290\text{ }^\circ\text{C}$.

Гліцерол гігроскопічний, тобто має здатність поглинати вологу з повітря та утримувати її. Змішується з водою у будь-яких пропорціях. Розчиняється в етанолі. За звичайних умов гліцерол нелеткий, але під час нагрівання швидко випаровується.

Як і етанол, він горить неяскавим синім полум'ям. Під час горіння утворюється вуглекислий газ і вода:



Гліцерол вступає в реакцію з деякими нерозчинними основами, зокрема з купрум(II) гідроксидом. Реакцію проводять у лужному середовищі. При цьому купрум(II) гідроксид взаємодіє з гліцеролом, утворюючи темно-синій розчин складної (за хімічним складом і будовою) сполуки. Це **якісна реакція на гліцерол**.

Лабораторний дослід № 11. Реакція гліцеролу з купрум(II) гідроксидом

1. У пробірку налейте 2 мл розчину натрій гідроксиду і додайте кілька крапель розчину купрум(II) сульфату. Суміш перемішайте скляною паличкою. Що ви спостерігаєте? Осад якої сполуки утворився?

2. У пробірку з утвореним осадом додайте розчину гліцеролу, перемішайте. Що спостерігаєте?



Для тих, хто хоче знати хімію глибше

Загальна формула двохатомних спиртів — $C_nH_{2n}(OH)_2$, де $n = 2$ і більше. Найпростіший двохатомний спирт — *етиленгліколь* $C_2H_4(OH)_2$.

Загальна формула трьохатомних спиртів — $C_nH_{2n-1}(OH)_3$, де $n = 3$ і більше. Найпростіший трьохатомний спирт — *гліцерол* $C_3H_5(OH)_3$.

Етиленгліколь — спирт, до складу молекули якого входить дві гідроксильні групи. Це доволі токсична речовина. Її застосовують як антифриз для охолодження двигунів — водний розчин етиленгліколю з масовою часткою спирту 60 % замерзає за температури $-50\text{ }^\circ\text{C}$.

Гліцерол використовують у виробництві косметичних засобів, лікарських препаратів, у харчовій промисловості, шкіряному виробництві, для добування низки важливих речовин, зокрема вибухових.



Підсумки

1. Гліцерол $C_3H_5(OH)_3$ — спирт, до складу його молекули входить три гідроксильні групи.

2. Для якісного виявлення гліцеролу використовують його реакцію зі свіжоприготованим $Cu(OH)_2$. Реакцію проводять у лужному середовищі.



Контрольні запитання

1. За якою ознакою гліцерол відносять до трьохатомних спиртів?
2. Чим відрізняється гліцерол від етанолу?
3. Які продукти утворюються під час горіння гліцеролу?
4. Чи має гліцерол гігроскопічні властивості? Що це означає?
5. Які фізичні властивості гліцеролу?
6. Як ви вважаєте, чи є між молекулами гліцеролу водневі зв'язки? Відповідь поясніть.



Вправи та задачі

- Обчисліть масову частку Оксигену в гліцеролі.
- У 150 мл води розчинили 50 г гліцеролу. Обчисліть масову частку гліцеролу в приготовленому розчині.
- Порівняйте спирти, структурні формули яких наведено, за будовою і якісним та кількісним складом:
 - $$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_3 \\ | \\ \text{OH} \end{array}$$
 - $$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2 \\ | \\ \text{OH} \end{array}$$
 - $$\begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}-\text{OH} \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$$
- Обчисліть об'єм кисню (н. у.), необхідний для спалювання:
 - 0,4 моль гліцеролу;
 - 138 г гліцеролу.
- Напишіть рівняння реакції горіння спирту, у молекулі якого є два атоми Карбону, чотири атоми Гідрогену і дві гідроксильні групи. Укажіть суму коефіцієнтів.
- У 200 мл води розчинили 0,02 моль гліцеролу. Обчисліть масову частку гліцеролу в приготовленому розчині.
- Поясніть, чому температура кипіння гліцеролу $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$ (290 °C) значно вища за температуру кипіння пропанолу $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$ (97,4 °C).
- Напишіть структурну формулу спирту за описом його складу: містить 5 атомів Карбону, 3 гідроксильні групи, які розміщені біля сусідніх атомів Карбону. Загальна кількість атомів Гідрогену в молекулі — 12. Які можливі варіанти відповіді?
- До 300 г розчину з масовою часткою гліцеролу 40 % долили 100 мл води. Обчисліть масову частку гліцеролу в одержаному розчині.
- Змішали два розчини гліцеролу: 250 г з масовою часткою спирту 20 % та 350 г з масовою часткою 5 %. Обчисліть масову частку гліцеролу в приготованому розчині.
- Густина гліцеролу за температури 20 °C становить 1,261 г/см³. Який об'єм гліцеролу за цієї температури необхідно використати на приготування 300 г розчину з масовою часткою спирту 15 %?
- Для приготування розчину гліцеролу використали 1,5 моль $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$ і 15 моль води. Обчисліть масову частку гліцеролу в приготованому розчині.
- Який об'єм (н. у.) вуглекислого газу виділиться внаслідок спалювання гліцеролу кількістю речовини 0,6 моль?
- Який об'єм (н. у.) кисню необхідний для спалювання суміші, що містить 0,1 моль гліцеролу, 0,2 моль метанолу і 0,3 моль етанолу?
- Спалили 27,6 г суміші гліцеролу з етанолом, масова частка етанолу в якій становить 66,67 %. Обчисліть об'єм карбон(IV) оксиду, який виділився внаслідок спалювання суміші.

§ 33. Етанова кислота

Ознайомившись із матеріалом параграфа, ви:

- за формулою навчитеся розпізнавати карбонові кислоти;
- дізнаєтесь про склад, фізичні та хімічні властивості оцтової кислоти;
- довідаєтесь про поширеність карбонових кислот у природі;
- дізнаєтесь про застосування оцтової кислоти та речовин, які з неї отримують.

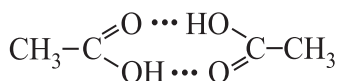
Поняття про карбонові кислоти

Існує ще один клас оксигеновмісних органічних сполук, який називають карбоновими кислотами. У складі молекули кислот є карбоксильна група $-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH}$. Зазвичай її записують у скороченому вигляді $-\text{COOH}$.

Етанова (оцтова) кислота $\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH}$.

Номенклатурна назва цієї кислоти — етанова, тривіальні — оцтова, ацетатна. Її молекулярна формула — $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$. Однак цією формулою користуються рідко, тому що за таким написанням формули не видно наявності у складі кислоти карбоксильної групи. Кращим записом формули є такий: CH_3COOH .

Це за звичайних умов безбарвна рідина з різким характерним запахом, кисла на смак, гігроскопічна. Температура кипіння ($118,1^\circ\text{C}$) є вищою, ніж в етанолу $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ($78,3^\circ\text{C}$). Завдяки водневим зв'язкам утворюються доволі стійкі асоціати із двох молекул, які називають димерами:



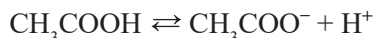
Ця структура зберігається у твердому, рідкому і навіть газоподібному стані.

Температура плавлення — $16,75^\circ\text{C}$. Під час замерзання чиста оцтова кислота (у концентрації, близькій до 100 %) перетворюється на льодоподібну масу. Через цю властивість їй дали назву льодяна оцтова кислота. Оцтова кислота необмежено змішується з водою. Оцтова кислота є метаболітом рослинних і тваринних організмів.

Розведені розчини і випари кислоти подразнюють очі, ніс, горло. Небезпечними вважають розчини, концентрація яких перевищує 30 % (можуть спричиняти хімічні опіки). Чиста кислота теж доволі небезпечна: споживання 20 г кислоти становить смертельну загрозу для життя людини.

Хімічні властивості оцтової кислоти

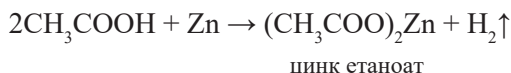
Дія етанової кислоти на індикатор. Етанова кислота — слабкий електроліт. У водному розчині вона частково дисоціює:



Йон CH_3COO^- називають *етаноат-іоном* (*ацетат-іоном*). Катіони Гідрогену H^+ спричиняють зміну забарвлення кислотно-лужного індикатора.

Пригадайте, як змінюють забарвлення ці індикатори в кислотному середовищі.

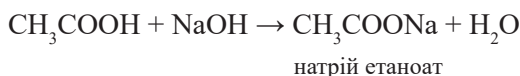
Взаємодія етанової кислоти з металами. Якщо в пробірку помістити невелику гранулу цинку і долити 2 мл розчину кислоти, то можна помітити виділення бульбашок газу:



Зверніть увагу на особливість написання формул солей органічних кислот. Спочатку записують аніони, а потім — катіони: $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Zn}$.

Солі етанової кислоти називають *етаноатами* (*ацетатами*).

Взаємодія етанової кислоти з лугами. Етанова кислота взаємодіє не лише з металами, а й виявляє інші властивості, характерні для кислот, зокрема, реагує з лугами. Пригадаймо, що такі реакції називають *реакціями нейтралізації*:



Аналогічно відбувається **взаємодія з основними й амфотерними оксидами, іншими основами**. В усіх реакціях утворюються солі етанової кислоти — *етаноати*.

Взаємодія етанової кислоти з деякими солями слабких кислот. Для експерименту використаємо кальцій карбонат CaCO_3 . У пробірку помістимо невелику кількість CaCO_3 і додамо 1–2 мл розчину етанової кислоти. Спостерігаємо виділення бульбашок газу карбон(IV) оксиду:



Отже, етанова кислота сильніша за карбонатну, а тому руйнує карбонати.

Застосування етанової кислоти

Етанова кислота відома людству з давніх-давен. *Столовий оцет* — водний розчин етанової кислоти з масовою часткою CH_3COOH 3–15 %. Такий оцет — продукт скисання вина — використовували більше ніж 5000 років тому як смакову приправу, засіб консервації харчів, антисептик. Нині ця кислота має доволі

широке і різноманітне застосування. У хімічній промисловості з неї виробляють пластичні маси, штучне волокно (ацетатний шовк), медикаменти (аспірин, фенацетин), ароматичні речовини, барвники. Її використовують як розчинник, зокрема у виробництві ацетону й ацетилцелюлози.

Етанову кислоту також застосовують у побуті для чищення, видалення плям і накипу, дезінфекції, для боротьби з комахами-шкідниками. Оцтову кислоту з масовою часткою CH_3COOH 70–80 % називають *оцтовою есенцією*.

Солі етанової кислоти (Al, Cr, Fe) використовують як протраву під час фарбування тканин.



Це цікаво

Карбонові кислоти доволі поширені в природі. Так, *метанова (мурашина)* кислота HCOOH виробляється залозами мурашок, бджіл, медуз, міститься в жалких (пляшкоподібних) клітинах кропиви, у хвої, фруктах.

Етанова (оцтова) кислота міститься в кислому молоці.

Бутанова (масляна) кислота з'являється в прогрітлому вершковому маслі.

Двохосновна *щавлева* кислота HOOC-COOH міститься в щавлі, ревені.

Оксикарбонова (має, крім карбоксильної, ще й гідроксильну групу) *молочна* кислота $\text{CH}_3\text{-CH(OH)-COOH}$ міститься в кислому молоці, сирі, квашеній капусті, силосі, з'являється у м'язах під час їх перевантаження (як продукт неповного окиснення). Трьохосновна оксикарбонова *лимонна* кислота $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$ міститься у хвої, багатьох фруктах і ягодах (більше у незрілих).

У Стародавньому Римі випарювали виноградний (іноді скислий) сік, отримуючи солодкий густий напій *дефрутум (sánu)*. Оскільки тоді користувались свинцевими котлами, побічним продуктом був так званий *свинцевий цукор* — солодкий на смак, але дуже отруйний (як і всі сполуки Плюмбуму) плюмбум(II) етаноат $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb}$. Так римські аристократи істотно вкорочували собі життя, ласуючи цим напоєм.



Підсумки

1. У складі етанової кислоти є карбоксильна група $-\text{COOH}$.
2. Етанова (оцтова) кислота CH_3COOH — одна з найважливіших карбонових кислот. Її розчин з масовою часткою CH_3COOH 3–15 % називають столовим оцтом. Розчин етанової кислоти з масовою часткою CH_3COOH 70–80 % називають оцтовою есенцією.

3. Етанова кислота — слабкий електроліт. Солі етанової кислоти називають етаноатами. Унаслідок електролітичної дисоціації в розчині етанової кислоти можна виявити йони Гідрогену H^+ та етаноат-іони CH_3COO^- .

4. Солі етанової кислоти називають етаноатами. Під час складання формули солі органічної кислоти спочатку записують аніон, а потім — катіон, утворений металічним елементом.

5. Етанова кислота взаємодіє з металами, основами (реакція нейтралізації), з основними та амфотерними оксидами, з деякими солями слабких кислот (карбонатами).



Контрольні запитання

1. Яку групу атомів називають карбоксильною ?
2. Наведіть хімічну формулу етанової кислоти, опишіть її якісний і кількісний склад.
3. Чому етанову кислоту відносять до насичених кислот?
4. Порівняйте силу етанової кислоти з неорганічними кислотами.
5. Чи буде взаємодіяти етанова кислота: а) з магнієм; б) з міддю?
6. Чи можлива хімічна взаємодія між етановою кислотою і а) натрій карбонатом б) сульфур(IV) оксидом в) купрум(II) гідроксидом?
7. Назвіть йони, які утворюються унаслідок електролітичної дисоціації етанової кислоти.
8. Які продукти утворюються під час взаємодії етанової кислоти з магній карбонатом?



Вправи та задачі

1. Який об'єм водню виділиться під час взаємодії 6 г магнію з етановою кислотою (н. у.)?
2. На розчинення брусок крейди $CaCO_3$ витратили 120 г розчину етанової кислоти з її масовою часткою 20 %. Який об'єм (н. у.) карбон(IV) оксиду одержали?
3. Головні компоненти сплаву, з якого виготовляють деякі монети, — мідь і цинк. Недосвідчений нумізмат намагався за допомогою оцту очистити старовинні монети від нашарувань оксидів і карбонатів. Однак він спостерігав не лише видалення цих сполук, а й появу чистої міді на поверхні монети. Поясніть явища, які при цьому відбулися.

4. На нейтралізацію 300 г розчину етанової кислоти витратили калій гідроксид, одержаний взаємодією 0,2 моль калій оксиду з водою. Обчисліть масову частку етанової кислоти в розчині.

5. Поясніть, чому етанова кислота взаємодіє із цинк карбонатом, але не взаємодіє із цинк ортофосфатом.

6. Взаємодією натрій карбонату з оцтовою кислотою одержали 0,75 моль карбон(IV) оксиду. Обчисліть масу солі, яку використали для реакції.

7. До 80 г суміші міді й цинку долили достатню кількість розчину оцтової кислоти. Виділилось 8960 мл газу (н. у.). Обчисліть масу міді в суміші металів.

8*. Який об'єм води потрібно долити до 200 г розчину етанової кислоти з масовою часткою її 15 %, щоб одержати розчин з масовою часткою CH_3COOH 5 %?

9. Для нейтралізації 40 г суміші етанолу й етанової кислоти витратили 0,08 моль натрій гідроксиду. Обчисліть масову частку етанолу в суміші. Зауважмо, що одноатомні спирти з лугами не реагують.

10. Допишіть схеми реакцій та перетворіть їх на хімічні рівняння:



11. До 12 г суміші міді й магнію додали достатню кількість розчину етанової кислоти. Виділилось 0,4 моль газу. Обчисліть масу міді в суміші.

12. Взаємодією етанової кислоти і калій гідроксиду (речовини перебували в розчинах) одержали 9,8 г калій етаноату. Обчисліть маси використаних реагентів.

13. Взаємодією достатньої кількості кальцій карбонату з 150 г розчину етанової кислоти одержали 0,25 моль кальцій етаноату. Обчисліть: а) об'єм газу, який виділився (н. у.); б) масову частку кислоти в початковому розчині.

14. Обчисліть масу 1,45 моль магній етаноату.

15. Укажіть масу етанової кислоти у якій міститься:

а) $4,816 \cdot 10^{23}$ атомів Гідрогену;

б) 0,6 моль Оксигену;

в) 48 г атомів Карбону.

16*. Висловіть припущення, чому дієтологи рекомендують використовувати оцет природного походження (або лимонний сік), а не синтетично одержаний оцет.

17. За матеріалами Інтернет-ресурсів та інших джерел дізнайтесь про різні види оцту, способи їх виготовлення і використання. З'ясуйте, де у світі є Музей оцту. Які мистецькі твори присвячено цій харчовій приправі?

18. Створіть слайд-шоу «Як моя родина використовує оцтову кислоту» і підготуйте відповідну презентацію.

Практична робота № 4. Властивості етанової (оцтової) кислоти

Дослід 1. Дія етанової кислоти на індикатор.

Дослідним шляхом виявіть етанову кислоту в одній із трьох пробірок під номерами 1, 2, 3. Розчин етанової кислоти міститься в одній з них, а у двох інших — вода і розчин натрій гідроксиду.

Дослід 2. Реакція етанової кислоти з металом.

Експериментально дослідіть, з яким виданим вам металом (магнієм чи міддю) взаємодіє етанова кислота.

Дослід 3. Реакція етанової кислоти з основами.

Експериментальним шляхом доведіть, що етанова кислота взаємодіє з основами. Для дослідів використовуйте натрій гідроксид та купрум(II) гідроксид.

Налийте в пробірку 1 мл розчину етанової кислоти і додайте до нього краплю розчину фенолфталеїну. Які зміни спостерігаєте в розчині? Поясніть їх. Долийте в пробірку по краплях розчин натрій гідроксиду. Які зміни спостерігаєте? Про що це свідчить? Аналогічний дослід проведіть із купрум(II) гідроксидом.

Дослід 4. Реакція етанової кислоти із сіллю.

Експериментально доведіть, чи взаємодіє етанова кислота з:

а) калій карбонатом; б) калій хлоридом; в) натрій сульфатом.

Перебіг та результати експериментів опишіть у зошитах для практичних робіт. Зробіть загальний висновок.

§ 34. Вищі карбонові кислоти. Поняття про жири

Ознайомившись із матеріалом параграфа, ви:

- з'ясуєте склад і властивості вищих карбонових кислот;
- дізнаєтесь про будову і хімічний склад жирів.

Вищі карбонові кислоти

*Карбонові кислоти, у яких кількість атомів Карбону становить 10 і більше, називають **вищими**.*

Розрізняють *насичені* й *ненасичені* вищі карбонові кислоти. Їх ще називають *жирними*, оскільки їх залишки входять до складу рослинних і тваринних жирів.

З **насичених** кислот найважливішими є *пальмітинова* $C_{15}H_{31}COOH$ і *стеаринова* $C_{17}H_{35}COOH$ кислоти; у складі їх молекул відсутні кратні зв'язки. Це тверді речовини білого кольору, нерозчинні у воді, жирні на дотик, без запаху і смаку. Раніше ці кислоти добували виключно внаслідок переробки жирів. Тепер їх добувають окисненням парафіну.

З вищих **ненасичених** кислот найважливішою є *олеїнова* $C_{17}H_{33}COOH$ кислота. В молекулі олеїнової кислоти всередині карбонового ланцюга є один подвійний зв'язок. Ненасичені кислоти — це зазвичай рідкі оліїсті речовини, нерозчинні у воді.

Жири

Про будову жирів людство дізналося завдяки працям французьких хіміків Мішеля Шевреля і П'єра Бертло.

Жири — це продукти взаємодії спирту гліцеролу та вищих карбонових кислот.

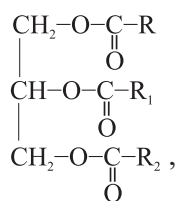


П'єр Ежен Бертло
(1827 – 1907)

французький фізико-хімік, громадський і політичний діяч. Член Паризької академії наук. Один з основоположників органічного синтезу і термохімії. Із простих речовин синтезував метан, етен, етин, бензен та інші сполуки.

У 1853–54 роках з гліцеролу і жирних кислот синтезував жир. Увів у науку поняття *екзотермічної* та *ендотермічної реакцій*. Вивчав вибухові речовини, агрохімію, історію хімії.

Їх ще називають *тригліцеридами*. Загальна формула:



де R , R_1 та R_2 — залишки однакових ($R = R_1 = R_2$) або частіше різних жирних кислот з нерозгалуженим ланцюгом¹.



Для тих, хто хоче знати хімію глибше

Карбонові кислоти, взаємодіючи зі спиртами, утворюють новий клас органічних сполук, який називають *естерами*.

¹ Є доволі велика (і біологічно важлива) група природних речовин *фосфоліпідів* — похідних жирів, у яких одна з жирних кислот замінена на ортофосфатну.

Такі сполуки, утворені нижчими карбоновими кислотами, значною мірою визначають аромат квітів, плодів рослин. Деякі рослини, наприклад, *ясеніць* (рослина родини Рутових, старозавітна *неопаліма купина*), виділяють таку кількість цих речовин, що навколо них утворюється хмарка з ароматом, який нагадує лимонний.

Сполуки, утворені вищими кислотами, становлять основу природних воскоподібних речовин. Розрізняють:

- *бджолиний віск* — виробляється спеціальними залозами медоносних бджіл, з якого вони будують соти;
- *вівняний віск (ланолін)* — виділяється залозами шкіри тварин, оберігає вовну і шкіру тварин від висихання, води й забруднення;
- *спермацет* — вміст «спермацетового» мішка в голові кашалотів, на який припадає до 90 % маси голови (найімовірніше він бере участь в ехолокації, а також виконує низку інших функцій);
- *рослинні вощи* вкривають тонким шаром листя, стебла, плоди, оберігаючи їх від висихання та шкідників.



Підсумки

1. Вищими карбоновими кислотами називають такі, у яких кількість атомів Карбону становить 10 і більше.
2. Найважливіші вищі карбонові кислоти: насичені — пальмітинова $C_{15}H_{31}COOH$ та стеаринова $C_{17}H_{35}COOH$, ненасичені — олеїнова $C_{17}H_{33}COOH$.
3. Жири (тригліцериди) — це продукти взаємодії гліцеролу і вищих карбонових кислот.
4. До складу жирів входять залишки вищих насичених і ненасичених карбонових кислот.



Контрольні запитання

1. Дайте визначення вищих карбонових кислот.
2. На які групи поділяють вищі карбонові кислоти?
3. Наведіть формули вищих насичених і ненасичених карбонових кислот.
4. З яких речовин утворюються природні жири?
5. Дайте визначення жирів. Напишіть їх загальну формулу.



Вправи та задачі

1. Укажіть кількість речовини в 994 г стеаринової кислоти.
2. Складіть скорочену структурну формулу молекули жиру, до складу якого входить два залишки стеаринової кислоти й один олеїнової.
3. Напишіть скорочену структурну формулу молекули жиру, якщо вона містить:
 - а) три залишки лінолевої кислоти $C_{17}H_{31}COOH$;
 - б) два залишки олеїнової кислоти й один залишок пальмітинової.
4. Обчисліть масову частку Гідрогену в олеїновій кислоті.
- 5*. Обчисліть масову частку Карбону в суміші, яка містить 0,2 моль пальмітинової та 0,1 моль стеаринової кислот.
6. Калій стеарат — це розчинна у воді сіль Калію і стеаринової кислоти. Обчисліть масу 0,75 моль цієї солі.
7. Обчисліть масу суміші, що містить 0,25 моль олеїнової та 0,4 моль стеаринової кислот.
8. Обчисліть масу 0,45 моль магній стеарату.
9. Укажіть масу стеаринової кислоти, у якій міститься:
 - а) 1,8 моль Гідрогену; б) 56 г Оксигену; в) 0,36 моль Карбону.

§ 35. Властивості жирів. Мило

Ознайомившись із матеріалом параграфа, ви:

- дізнаєтесь про класифікацію, деякі властивості, біологічну роль жирів, про їх застосування;
- довідаєтесь про хімічний склад мила, про його мийну дію.

Класифікація жирів

Жири (разом із жироподібними речовинами) входять до складу більшої групи сполук, яку називають *ліпідами* (від давньогр. *λίπος* — *жир*).

1. За походженням розрізняють жири:
 - *тваринні* — вершкове масло, свиняче сало, яловичий жир тощо;
 - *рослинні* — соняшникова, оливкова, кукурудзяна, лляна, ріпакова та інші олії.
2. За складом вуглеводневих залишків розрізняють:
 - а) *тверді жири* (за звичайних умов) — містять багато залишків насичених (алканових) кислот — *пальмітинової* ($C_{15}H_{31}COOH$) та *стеаринової* ($C_{17}H_{35}COOH$),

незначну кількість *маргарінової* кислоти ($C_{16}H_{33}COOH$). Деякі жири можуть містити залишки *масляної* C_3H_7COOH , *капронової* $C_5H_{11}COOH$ та інших кислот. Зазвичай це жири штучного походження;

б) *змішані жири* — містять залишки насичених і ненасичених жирних кислот. Як правило це жири тваринного походження (риб'ячий жир має рідку консистенцію). Також вони містять залишки ненасичених кислот, переважно олеїнової, лінолевої та ліноленової;

в) *рідкі жири (олії)* — містять переважно залишки вищих ненасичених жирних кислот. Це зазвичай жири рослинного походження: ріпакова, соняшникова, оливкова (олії з кокоса і какао — тверді). Зверніть увагу, що молекули вищих карбонових кислот, залишки яких входять до складу природних жирів, зазвичай містять парну кількість атомів Карбону.

Поширеність у природі. Жири входять до складу всіх рослинних і тваринних організмів. Відомо близько 1300 видів жирів. У рослинах жир містять насіння та плоди.

Біологічне значення жирів зумовлене тим, що вони є носіями життєво необхідних для організму речовин: насичених і ненасичених жирних кислот, жиророзчинних вітамінів тощо. Жири — важлива складова їжі людини і тварин. В організмі вони виконують енергетичну, пластичну і захисну функції.

У тонкій кишці жири перетворюються на емульсію (за допомогою природного емульгатора — жовчі) і під впливом ферментів гідролізують (*ферментативний гідроліз*), тобто розкладаються на гліцерол і вищі карбонові кислоти, молекули яких всмоктують ворсинки тонкої кишки¹. Потім ці речовини частково витрачаються на синтез власного жиру та інших речовин, а частково окиснюються до вуглекислого газу і води з виділенням значної кількості енергії. Так, 1 г жиру в середньому дає 37,7 кДж енергії, що удвічі більше, ніж вуглеводи чи білки.

Жири і фосфоліпіди беруть участь у побудові мембран клітин усіх живих організмів.

Жири є запасними поживними речовинами: вони накопичуються в підшкірній клітковині. Жири виконують захисні функції: виступають амортизатором під час механічних травм, беруть участь у терморегуляції, захищають шкіру від висихання.

Фізичні властивості жирів переважно визначаються їх складом (відношенням насичених і ненасичених кислот). Жири легші за воду, нерозчинні в ній, добре розчиняються в органічних розчинниках. Суміш води і рідкого жиру в результаті інтенсивного збовтування перетворюється на емульсію.

¹ У тонкій кишці людини розщеплюється лише 25–30 % насичених жирів, а ненасичених — 100 %.

Жири використовують:

- як харчовий продукт;
- у медицині та парфумерії як розчинник, основу для мазей, кремів;
- у текстильній промисловості для змащування ниток й рівномірного фарбування, у шкіряному виробництві; як сировину для виробництва гліцеролу, вищих карбонових кислот, мила, оліфи, фарб, замазок, лаків, емульсій, гумових виробів тощо.

Мила

Розчинні солі лужних елементів і насичених карбонових кислот з кількістю атомів Карбону від 10 до 20 називають милами.

У виробництві мила найчастіше використовують стеаринову, пальмітинову та деякі інші карбонові кислоти. За консистенцією мила бувають *тверді* (натрієві солі) та *м'які*, або *рідкі* (калієві солі).

Мийна дія мила

Розчиняючись у воді, мило утворює колоїдний розчин.

Складаючись із неполярної *гідрофобної* ($-R$) і полярної *гідрофільної* ($-COO^-Na^+$) частин¹, мила належать до так званих *поверхнево-активних речовин (ПАР)*:

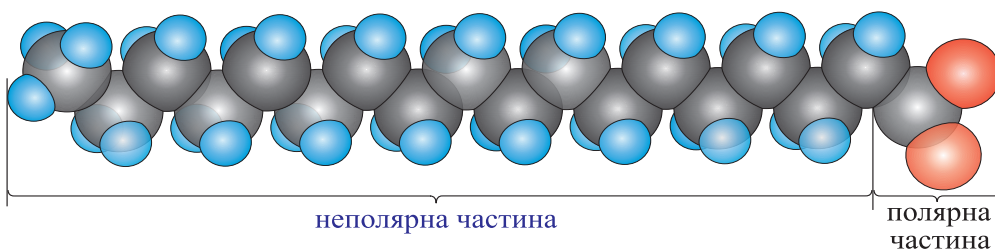


Рис. 35.1. Масштабна модель аніона вищої карбонової кислоти

Їх властивості визначаються здатністю концентруватись на межі розділу фаз (сумішей) і знижувати коефіцієнт поверхневого натягу рідин, наприклад, води (про що ви дізнаєтесь із курсу фізики дещо пізніше).

Мийна дія мила зумовлена складним комплексом поверхневих явищ фізико-хімічних процесів взаємодії молекул мила, води і частинок бруду — зазвичай жирової плівки із включеннями пилу, у результаті чого молекули мила оточують

¹ **Гідрофільність** (від давньогр. ὕδωρ — вода і φίλια — любов) — характеристика інтенсивності молекулярної взаємодії з водою, здатність речовини всмоктувати воду і змочуватись нею. Протилежна властивість — **гідрофобність** (від давньогр. φόβος — страх).

частинки бруду. Така система утворює стійку емульсію / суспензію, що виводиться з поверхні предмета, який відмивається, у розчин:

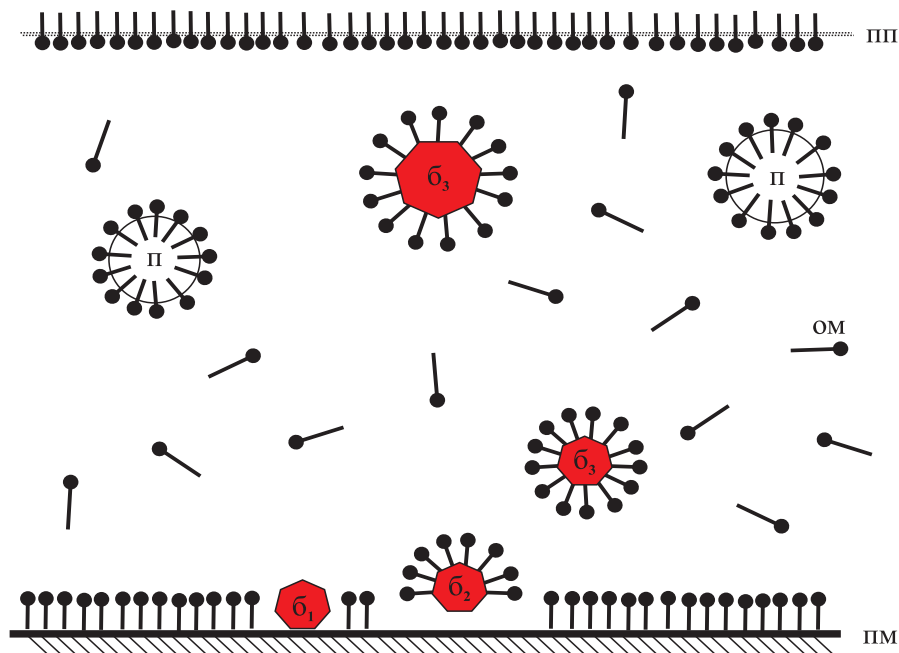


Рис. 35.2. Схема мийного процесу: **пп** — плівка ПАР на межі розділу води і повітря; **пм** — поверхня матеріалу, вкритою плівкою ПАР; **ом** — окремі молекули мила у товщі води (кулькою позначено гідрофільну частину, «хвостиком» — гідрофобну); **б₁** — часточка бруду, прикріплена до поверхні матеріалу; **б₂** — відривання часточки бруду від поверхні матеріалу; **б₃** — часточка бруду, відірвана від поверхні матеріалу; **п** — повітряна кулька у товщі води.

Виготовлення мила. Традиційно мило варять, нагріваючи твердий жир з лугом. Утворюється густа в'язка рідина — *мильний клей*. До неї додають ропу — насичений розчин натрій хлориду. При цьому розчинність мила зменшується, і мило виділяється з розчину та спливає на поверхню. Цей процес називають *висолюванням*. Після цього милом заповнюють форми, де воно охолоджується і твердне. Так готують *господарське мило*. Воно містить 40–72 % власне мила, 1–2 % карбонатів, 0,1–0,2 % лугу. Його використовують переважно для прання.

Щоб виготовити *туалетне (косметичне) мило*, до нього додають барвники, ароматизатори (наприклад, ефірні олії), екстракти різних рослин тощо.

Карбонові кислоти для виробництва мила також одержують окисненням парафіну.

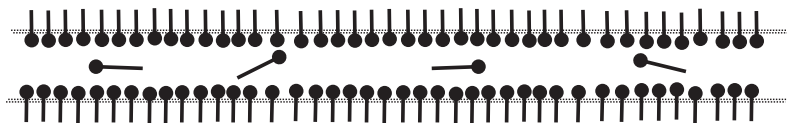


Рис. 35.3. Плівка мильної бульбашки

Мильна бульбашка — це тонка багатошарова плівка мильної води, наповнена повітрям. Через оптичні явища (інтерференцію і відбивання світла) має переливчасту райдужну поверхню. Набуває сферичної форми. Мильні бульбашки — чудова дитяча і сімейна розвага. Розчин для них можна приготувати самому. Щоб було легко видмухувати великі й міцні бульбашки, слід дотримувати правил приготування розчину. Основні компоненти:

- 1) вода знесолена — переварена і відстоюна, а краще — дистильована;
- 2) мило — тверде господарське або рідке;
- 3) гліцерол (можна купити в аптеці) або цукор (його краще розчинити окремо в невеликій кількості гарячої води) — додають для щільності.

Перевірити якість розчину можна так: видмухати бульбашку і торкнутись її змоченим у тому ж розчині пальцем. Якщо вона лусне, слід додати мила і гліцеролу. Готовий розчин краще витримати у холодильнику 12–24 години. Ось кілька рецептів:

1. Півсклянки натертого на тертці господарського мила, 5 склянок води, 2 чайні ложки гліцеролу (або цукру) добре вимішайте до отримання однорідної маси. Якщо це не вдається — підігрійте, постійно помішуючи (не кип'ятити).

2. Обережно змішайте 100 мл рідкого мила і 200 мл води. Коли осяде піна, додайте 10 крапель гліцеролу.

3. Обережно змішайте півсклянки рідини для миття посуду (не для посудомийних машин), 2 склянки води, 2 чайні ложки цукру (або 1–2 столові ложки гліцеролу).

4. 100 мл рідини для миття посуду, 300 мл води, 4 чайні ложки цукру, 50 мл гліцеролу. Цей розчин можна вилити в широку миску і робити великі бульбашки за допомогою вибивалки для килимів або спеціально зробленої дротяної рамки.

Видмухувати бульбашки можна за допомогою коктейльної соломинки (розрізаної на кінці), корпусу ручки або фломастера, пластикової пляшки (з відрізанним дном), лійки тощо. За температури $-15\text{ }^{\circ}\text{C}$ мильна бульбашка замерзне, торкнувшись будь-якої твердої поверхні (за температури $-25\text{ }^{\circ}\text{C}$ — навіть у повітрі).



Підсумки

1. Жири розділяють за походженням (тваринні, рослинні) та складом вуглеводневих залишків (тверді, рідкі, змішані).

2. Розчинні солі лужних елементів і насичених карбонових кислот з кількістю атомів Карбону від 10 до 20 називають милами.

3. Натрієві солі стеаринової та пальмітинової кислот — основна складова частина твердого мила, а калієві — рідкого.

4. Мила виробляють із різних жирів, а також із вищих карбонових кислот, які одержують окисненням парафіну.

5. З кислот, кислотні залишки яких містять від 10 до 20 атомів Карбону, виробляють туалетне мило.

6. З кислот, кислотні залишки яких містять від 16 до 20 атомів Карбону, отримують господарське мило, а також мило для технічних потреб.



Контрольні запитання

1. Назвіть кислоти, залишки яких найчастіше входять до складу твердих жирів.

2. Залишки яких кислот найчастіше входять до складу рідких жирів?

3. Наведіть приклад рослинних жирів. Які рослинні жири є твердими?

4. Опишіть фізичні властивості жирів.

5. Яке біологічне значення жирів?

6. Укажіть напрямки застосування жирів.

7. Назвіть жири, які найчастіше використовують як харчові продукти.

8. Який хімічний склад має господарське мило?

9. Порівняйте хімічний склад твердого і рідкого мила. Які переваги, на вашу думку, має рідке мило?



Вправи та задачі

1. Обчисліть масу 0,2 моль стеаринової кислоти.

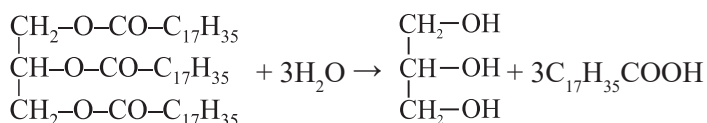
2. Обчисліть масу суміші, до складу якої входить 0,4 моль калієвої солі стеаринової кислоти і 0,2 моль натрієвої солі пальмітинової кислоти.

3. Укажіть кількість речовини натрієвої солі в 200 г мила, масова частка натрій стеарату в якому становить 61,2 %.

4. Обчисліть масову частку Калію в солі, формула якої $C_{15}H_{31}COOK$.

5. Обчисліть масову частку Карбону в стеариновій кислоті.

6*. Яку масу карбонової кислоти одержали в результаті гідролізу тристеаринову, якщо утворилось 552 кг гліцеролу?



7. Підготуйте доповідь за планом:

- 1) Що таке рафінування олії?
- 2) Для чого рафінують олію?
- 3) Яку олію вживати корисніше — рафіновану чи нерафіновану?

§ 36. Вуглеводи. Глюкоза

Ознайомившись із матеріалом параграфа, ви:

- дізнаєтесь про природу і склад вуглеводів, їх добування природним шляхом;
- довідаєтесь про галузі застосування глюкози.

Вуглеводи

Вуглеводи — найпоширеніші в природі органічні сполуки, які є компонентами клітин усіх рослинних і тваринних організмів. Термін **вуглеводи** походить від слів *вуглець* і *вода*, тому що склад багатьох з них можна виразити загальною формулою $C_n(H_2O)_m$, де n і m є числа, більші за 3.

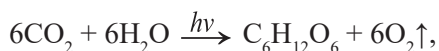
Вуглеводи поділяють на:

- *моносахариди*: виноградний цукор (глюкоза), фруктовий цукор (фруктоза); рибоза і дезоксирибоза;
- *дисахариди*: тростинний (буряковий) цукор (сахароза), молочний цукор (лактоза);
- *полісахариди*: крохмаль, целюлоза та інші.

Ди- і полісахариди за певних умов перетворюються на моносахариди.

Для вуглеводів зазвичай використовують тривіальні назви, більшість з яких мають суфікс **-оз(а)** (*глюкоза*, *фруктоза*, *целюлоза*).

Нещодавно ми вивчали реакції горіння вуглеводнів і пам'ятаємо, що під час їх згоряння утворюється карбон(IV) оксид і вода. У фотосинтезуючих організмів (рослин і бактерій) постійно відбувається зворотний процес: з вуглекислого газу і води утворюються органічні речовини. Отже, вуглеводи утворюються в процесі фотосинтезу. Це дуже складний багатостадійний і багатокомпонентний процес, який відбувається в хлоропластах під впливом сонячної енергії. Процес каталізують зелені пігменти — хлорофіли. Спрощено його виражають рівнянням:



де hv — квант енергії (порції енергії сонячного світла).

Вуглеводи входять до складу їжі гетеротрофних організмів, включаючи і людину. Під час дихання відбувається окиснення вуглеводів, у результаті чого виді-

ляється енергія, необхідна для життєдіяльності організму:



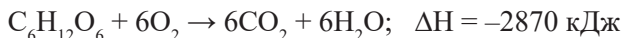
Організми запасують енергію у вигляді вуглеводів: рослини — крохмалю, тварини — глікогену. Вуглевод целюлоза є основою стінки рослинних клітин.

Глюкоза

Молекулярна формула глюкози — $C_6H_{12}O_6$. Це біла кристалічна речовина без запаху, солодка на смак, добре розчинна у воді. Температура плавлення — $150^\circ C$. Назва *глюкоза* походить від давньогрецького слова $\gamma\lambda\upsilon\kappa\upsilon\varsigma$, що означає *солодкий*. Глюкозу ще називають *виноградним цукром*. Поміркуйте чому.

Глюкоза — найважливіший з моносахаридів, оскільки є основним продуктом фотосинтезу, головним та універсальним джерелом енергії більшості біологічних систем. Вона є складовою меду, соку багатьох фруктів. У нормі плазма крові людини містить близько 0,1 % глюкози (4–5 ммоль/л).

В організмі внаслідок перебігу біохімічних реакцій глюкоза окиснюється. Цей процес відбувається поступово в кілька проміжних стадій і супроводжується виділенням енергії. Кінцевий продукт — карбон(IV) оксид і вода. Спрощено процес окиснення глюкози в організмі людини можна подати термохімічним рівнянням:



Оскільки біохімічне окиснення глюкози в організмі відбувається ступінчасто, то й енергія виділяється поступово, невеликими порціями. За рахунок цієї енергії організм виконує різноманітні функції: скорочення м'язів, формування нервового (електричного) імпульсу, синтез речовин тощо.

Для **якісного виявлення глюкози** використовують взаємодію глюкози з купрум(II) гідроксидом. Пригадайте, що саме взаємодію з $Cu(OH)_2$ в лужному середовищі використовують як якісну реакцію на гліцерол. Спостерігається утворення прозорого синього розчину доволі складної за будовою солі.

Лабораторний дослід 12. Взаємодія глюкози з купрум(II) гідроксидом

У пробірку налейте 1 мл розчину натрій гідроксиду і 3–4 краплі розчину купрум(II) сульфату. До осаду $Cu(OH)_2$, що утворився, додайте 1 мл розчину глюкози і перемішайте. Опишіть свої спостереження. Чи зник блакитний осад? Якого кольору став розчин?

Застосування глюкози

Глюкозу використовують у кондитерській промисловості для виготовлення мармеладу, карамелі, пряників.



Рис. 36.2. Солодоці

У фармацевтичній промисловості з глюкози синтезують вітамін С, інші медикаменти (зокрема кальцій глюконат). Її додають як підсолоджувач до складу деяких ліків. Оскільки глюкоза легко засвоюється організмом і є джерелом енергії, її застосовують у медицині як зміцнювальний лікувальний засіб. Вона є універсальним антитоксичним засобом.

У текстильній промисловості розчином глюкози обробляють тканини перед фарбуванням.



Для тих, хто хоче знати хімію глибше

Молекула глюкози містить п'ять гідроксильних груп -OH і одну *альдегідну* групу $\text{-C}\begin{matrix} \text{=O} \\ \text{H} \end{matrix}$:

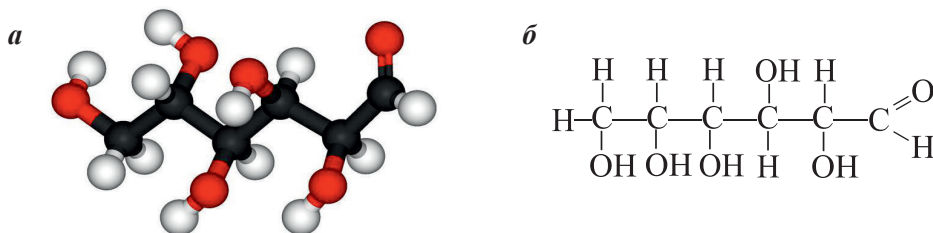
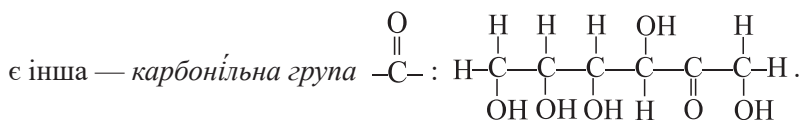


Рис. 36.1. Глюкоза: *a*) кулестержнева модель; *б*) структурна формула

Фруктоза, або фруктовий цукор, — вуглевод із групи моносахаридів, який міститься у багатьох фруктах і плодах. Особливо багато фруктози в меді. Молекулярна формула фруктози така, як глюкози, — $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, однак відрізняється будовою. У молекулі фруктози відсутня *альдегідна група* атомів $\text{-C}\begin{matrix} \text{=O} \\ \text{H} \end{matrix}$, а натомість



Фруктоза — безбарвна, кристалічна, солодка речовина (в 1,2–1,8 разу солодша за сахарозу), добре розчинна у воді, має найбільшу серед цукрів гігроскопічність.



Підсумки

1. Вуглеводи — найпоширеніші в природі органічні сполуки. Склад багатьох з них виражають формулою $C_n(H_2O)_m$.
2. Вуглеводи утворюються в процесі фотосинтезу. Фотосинтез здебільшого відбувається в листках рослин і супроводжується виділенням кисню.
3. Вуглеводи поділяють на моно-, ди- і полісахариди.
4. Глюкоза $C_6H_{12}O_6$ — біла, кристалічна речовина без запаху, солодка на смак; добре розчиняється у воді, температура плавлення $150\text{ }^\circ\text{C}$.
5. У живих організмах глюкоза є основним і універсальним джерелом енергії.
6. Для якісного виявлення глюкози використовують реакцію з купрум(II) гідроксидом.
7. Глюкоза є не лише компонентом харчування. Її також застосовують у медицині й фармацевтичній промисловості.



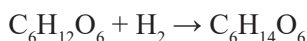
Контрольні запитання

1. Які речовини належать до вуглеводів? Чому їх названо цим терміном?
2. Як класифікують вуглеводи?
3. Що спільного в будові молекул глюкози і гліцеролу?
4. Запишіть формулу глюкози.
5. З яких речовин у природі синтезується глюкоза?
6. Опишіть фізичні властивості глюкози.
7. Укажіть напрямки використання глюкози.
8. Напишіть рівняння реакції, що описує процес окиснення глюкози в клітинах людського організму.



Вправи та задачі

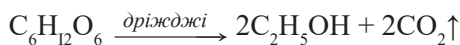
1. Обчисліть масову частку Карбону в глюкозі.
2. Обчисліть об'єм води, у якому потрібно розчинити 0,4 моль глюкози, щоб одержати розчин з масовою часткою цього вуглеводу 20 %.
3. Відновленням глюкози добувають шестиатомний спирт — *сорбіт* (його використовують як замітник цукру):



Який об'єм водню необхідний для добування 273 г сорбіту з глюкози (н. у.)?

4. До 300 г розчину глюкози з масовою часткою вуглеводу 10 % долили 100 мл води. Обчисліть масову частку глюкози в одержаному розчині.

5. Винний спирт C_2H_5OH одержують спиртовим бродінням глюкози. Процес відбувається завдяки ферментам дріжджів:



а) Обчисліть масу глюкози, яку використали для спиртового бродіння, у результаті якого одержали 69 кг етанолу;

б) Яка маса кальцій карбонату випадає в осад, якщо весь одержаний вуглекислий газ пропускають крізь вапняну воду, узятую в надлишку?

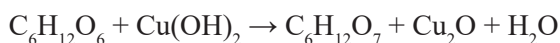
6. Середнє дерево за максимальної інтенсивності фотосинтезу здатне за добу перетворити 25,5 л карбон(IV) оксиду (н. у.) на вуглеводи. Обчисліть, який об'єм кисню виділиться за тиждень.

7. Кожен гектар посівів пшениці за літо виділяє в атмосферу 15 т кисню. Який об'єм карбон(IV) оксиду при цьому витрачається на реакцію?

8. До 240 г розчину з масовою часткою глюкози 40 % додали 0,2 моль глюкози. Обчисліть масову частку глюкози в приготованому розчині.

9*. Деяку масу розчину глюкози з масовою часткою $C_6H_{12}O_6$ 15 % нагрівали доти, поки маса розчину не зменшилася в два рази. Обчисліть масову частку глюкози в одержаному розчині.

10*. Унаслідок окиснення глюкози купрум(II) гідроксидом одержали 1,75 моль глюконової кислоти $C_6H_{12}O_7$. Здійснивши добір коефіцієнтів, перетворіть схему реакції



на хімічне рівняння. Обчисліть масу глюкози, яку використали на реакцію.

§ 37. Сахароза

Ознайомившись із матеріалом параграфа, ви:

- дізнаєтесь про хімічний склад сахарози;
- з'ясуєте деякі властивості сахарози;
- довідаєтесь про поширення сахарози в природі та про виробництво цукру.

Сахароза $C_{12}H_{22}O_{11}$ — це дисахарид. Дисахаридами також є мальтоза (солодовий цукор), лактоза (молочний цукор); вони мають таку ж формулу, як і сахароза.

Сахароза відома в побуті як *цукор*. Це біла кристалічна речовина, солодка на смак, без запаху, дуже добре (але повільно) розчиняється у воді.

Що ж відбувається між молекулами цукру і води під час розчинення?

У молекулі сахарози є значна кількість гідроксильних груп, які несуть частковий електричний заряд:

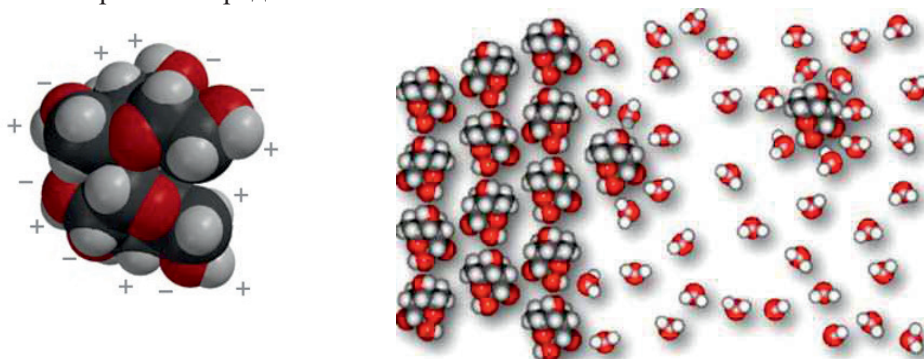


Рис. 37.1. Масштабна модель сахарози. Розчинення цукру у воді

Завдяки цьому на поверхні кристала цукру між молекулами сахарози і води утворюються водневі зв'язки: з однією молекулою цукру зв'язується кілька молекул води. Ви вже знаєте, що такі частинки називають *гідратованими*. Тепловий рух молекул руйнує зв'язок з молекулами сахарози, вони відокремлюються від кристала і переходять у розчин. Однак дифузія молекул відбувається дуже повільно. Поблизу поверхні кристаликів накопичується значна кількість молекул цукру. Вони вже відокремлені від кристала, але ще не перейшли в розчин. Це перешкоджає молекулам води наблизитись до поверхні кристала. Під час перемішування розчину дифузія відбувається інтенсивніше, тож розчинення цукру пришвидшується. Згодом гідратовані молекули сахарози рівномірно розподіляються між молекулами води.



Рис. 37.2. Послідовна зміна кольору розплавленої сахарози під час нагрівання

Розчинність цукру у воді, як і більшості твердих речовин, зростає під час нагрівання: у 100 г води за температури 0 °С можна розчинити 179 г, за 20 °С — 203 г, а за 100 °С — уже 287 г. Насичений розчин цукру називають *сиропом*. Це досить в'язка рідина. Температура плавлення сахарози 160 °С. Доведена до температури кипіння й охолоджена сахароза втрачає свою кристалічну будову, перетворюючись на жовто-коричневу *карамель*. Таке перетворення цукру називають *карамілізацією*.

Поширення в природі

Сахароза дуже поширена в природі: синтезується у клітинах усіх зелених рослин і накопичується в стеблах, насінні, плодах і коренях. Сахароза входить до складу цукрової тростини (14–26 %) і цукрових буряків (до 28 %).

Ці рослини є основними джерелами отримання сахарози, звідси виникли і її назви: тростяний цукор (становить 65 % світового виробництва) і буряковий цукор.

Сахароза входить до складу соку берези, цукрового клена і пальми. Також вона міститься в кукурудзі — 1,4–1,8 %, картоплі — 0,6 %, дині — 5,9 %, абрикосі — 6 %.



Рис. 37.3. Цукровий буряк та цукрова тростина

Застосування сахарози

Цукор — важливий інгредієнт різних страв, напоїв, хлібобулочних та кондитерських виробів. Його додають до чаю, кави, какао; це головний компонент цукерок, глазурі, кремів, морозива.

Цукор слугує консервантом у вареннях, желе та інших продуктах, які виготовляють із плодів. Його також використовують для консервування м'яса, вичинки шкіри, у тютюновій промисловості. Значна частина цукру йде на виробництво етанолу. Це важлива сировина для хімічної промисловості. Із цукру отримують тисячі похідних, які використовують у найрізноманітніших галузях.



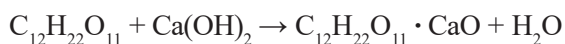
Це цікаво

Отримання сахарози

В Україні сахарозу отримують на цукрових заводах із цукрового буряка. Цей процес відбувається в кілька стадій.

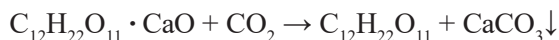
1. Буряк миють, подрібнюють і промивають гарячою (+75 °С) водою. Унаслідок цього з буряків вимивається майже вся сахароза та інші розчинні у воді речовини (білки, крохмаль, органічні кислоти).

2. Щоб позбутися домішок, отриманий розчин обробляють вапняним молоком:



Кальцій гідроксид реагує з органічними кислотами та іншими речовинами, утворюючи малорозчинні сполуки, а сахароза — добре розчинний кальцій сахарат.

3. Розчин фільтрують. Крізь профільтрований розчин пропускають карбон(IV) оксид. У розчині, крім кальцій сахарату, міститься ще $\text{Ca}(\text{OH})_2$, а тому кальцій сахарат і кальцій гідроксид взаємодіють з вуглекислим газом, у результаті чого випадає осад кальцій карбонату й утворюється розчин сахарози:



4. Розчин знову фільтрують, очищують, випарюють та центрифугують.

5. Кристалічна сахароза відокремлюється від меляси (бурої рідкої маси, яка містить близько 65 % сахарози) — отримують так званий «перший продукт».

6. У результаті повторного промивання та центрифугування отримують «другий продукт» (власне цукор-пісок), який сушать і фасують. Пресуючи його, отримують *рафінад*, а збираючи окремо цукровий пил, — *цукрову пудру*.

Обвуглення сахарози. Для проведення цього досліду слід взяти 50 г цукру, розтерти його в ступці. Готову пудру висипати в хімічну склянку, додати кілька мілілітрів води.

Одержану масу потрібно перемишати й обережно додати до неї 20 мл концентрованої сульфатної кислоти. Знову перемишати. За хвилину суміш у склянці почне темнішати й у вигляді чорної пористої маси підніматиметься над склянкою.

Ефект реакції пояснюється тим, що концентрована сульфатна кислота, віднімаючи воду, обвуглює сахарозу.

Рафінад. Рафінований (очищений від домішок цукор) привабливе білосніжним кольором. Однак він не надто корисний, тому що позбавлений багатьох біологічно активних речовин, які зникають під час *рафінування*. Сучасні дієтологи радять вживати коричневий цукор.

Як замітник цукру можна використовувати *стевію медову* — багаторічну трав'янисту рослину. Вона багата



Рис. 37.4. Обвуглення сахарози під дією сульфатної кислоти



Рис. 37.5. Стевія медова

на вітаміни С, А, Е, Р, мікроелементи, полісахариди. Солодкі органічні речовини сте-
вії (глікозиди) в 10–15 разів солодші за цукор.



Рис. 37.6. Пам'ятник кубіку цукру-рафінаду



Рис. 37.7. Цукор-рафінад у вигляді «цукрової голови»

Пам'ятник кубіку рафінаду споруджено на центральній площі містечка Дачі-
це в Моравії (Чехія) навпроти величного костелу Св. Лаврентія, на тому місці, де
до XIX ст. стояв цукровий завод, що виробляв перші у світі кубіки цукру.

Це містечко, у якому поживав швейцарець Якоб Крістоф Рад, управляючий
цукрового заводу. У 2013 р. винаходу цукру-рафінаду виповнилося 170 років і на
його честь встановлено пам'ятник. На п'єдесталі із сірого граніту стоїть білосніж-
ний, блискучий куб з полірованими гранями. На постаменті вирізьблено дату —
1843. Саме цього року Рад отримав патент і ліцензію на виробництво пресованого
цукру за допомогою пресувального верстата. До цього великі «цукрові голови»
кололи за допомогою спеціальних щипців.



Підсумки

1. Сахароза — біла кристалічна речовина, має солодкий смак, дуже добре розчиняється у воді. Під час нагрівання сахароза плавиться і карамелізується.
2. Молекулярна формула сахарози $C_{12}H_{22}O_{11}$.
3. Цукор виготовляють із природної сировини — цукрової тростини і буряка.
4. Цукор використовують не лише як харчовий продукт, а й у різних галузях виробництва.



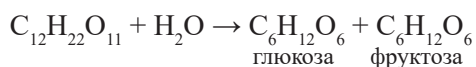
Контрольні запитання

1. Як сахароза поширена в природі?
2. Який хімічний склад сахарози?
3. Які фізичні властивості має сахароза?
4. Які основні напрямки використання сахарози?



Вправи та задачі

1. Обчисліть масу сахарози та об'єм води, які необхідно взяти для приготування 350 г розчину з масовою часткою сахарози 20 %.
2. Обчисліть масові частки Карбону й Оксигену в сахарозі (%).
3. Обчисліть масу глюкози, яку одержали з 1026 г сахарози за реакцією:



4. Юний хімік вирішив спалити грудочку цукру, однак це йому не вдалося. Він дізнався, що спалити цукор усе-таки можна. Для цього на грудочку цукру потрібно насипати попелу. Піднісши запалений сірник до цієї грудочки, він був вражений, тому що цукор відразу загорівся. Яку роль у цій реакції відіграв попіл? Чи можете ви запропонувати інший спосіб, щоб змусити цукор горіти?

5. Напишіть рівняння горіння сахарози та обчисліть об'єм карбон(IV) оксиду, який виділився під час згоряння 0,5 моль цукру (н. у.).

6. Змішали дві склянки з розчинами сахарози: перша містила 300 г розчину з масовою часткою сахарози 20 %, а друга — 100 г розчину з масовою часткою 35 %. Обчисліть масову частку сахарози в одержаному розчині.

7. Змішали 0,25 моль сахарози і 214,5 мл води. Обчисліть масову частку сахарози в одержаному розчині.

8. Для приготування розчину сахарози використали 2,5 моль води та 0,01 кг сахарози. Обчисліть масову частку сахарози в одержаному розчині.

9. Обчислити масу суміші, що містить 0,2 моль сахарози та 0,1 моль глюкози.

10. Обчисліть кількість речовини в 6,84 кг сахарози.

11. До 240 г розчину з масовою часткою сахарози 10% добавили 10 г $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$. Обчисліть масову частку сахарози в приготовленому розчині.

12. Розчин масою 300 г з масовою часткою сахарози 10% нагрівали до тих пір, поки маса розчину не стала 240 г. Обчисліть масову частку сахарози

13. До 180 г розчину сахарози з масовою часткою вуглеводу 20% додали 2 моль води. Обчисліть масову частку сахарози в одержаному розчині.

13. Яка кількість речовини води міститься в 60 г розчину сахарози з масовою часткою вуглеводу 25 %?

§ 38. Крохмаль. Целюлоза

Ознайомившись із матеріалом параграфа, ви:

- дізнаєтесь про хімічний склад крохмалю і целюлози;
- одержите уявлення про деякі властивості цих полісахаридів;
- з'ясуєте сфери використання крохмалю та целюлози.

Обидва вуглеводи — крохмаль і целюлозу — відносять до полісахаридів. Це природні полімери, які мають однакову формулу $(C_6H_{10}O_5)_n$. Однак значення n у целюлози значно більше, тому молекули целюлози набагато довші за молекули крохмалю. Крохмаль утворюється в рослинах унаслідок фотосинтезу, а целюлоза — у результаті іншого, ще складнішого синтетичного процесу.

Молекули крохмалю мають не лише лінійну, а й розгалужену будову з відносною молекулярною масою від 30 000 до 1 млн. Молекули целюлози мають лише лінійну структуру, а відносна молекулярна маса може становити кілька мільйонів.

Крохмаль

Крохмаль — білий хрусткий аморфний порошок, без запаху і смаку. Він містить від 10 до 20 % зв'язаної води. Крохмаль майже не розчиняється в холодній воді, а в гарячій набухає й утворює колоїдний розчин. Після його охолодження утворюється стійкий гель — *крохмальний клейстер*. Крохмаль — це кінцевий продукт фотосинтезу:

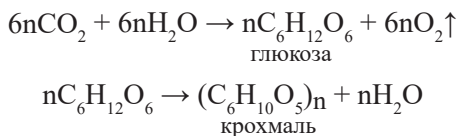


Рис. 38.1. Картопляний крохмаль

Крохмаль накопичується у плодах, зерні та бульбах деяких рослин як запасна форма вуглеводів: у бульбі картоплі — до 24 %; у зерні кукурудзи — до 72 %, пшениці — до 75 %, рису — до 86 %.

Крохмаль — природний полімер, це суміш молекул двох типів: амілози та амілопектину. Амілоза (20 %) має менші, лінійні молекули і частково розчинна у воді. Молекули амілопектину (80 %) значно більші, розгалужені, вони майже нерозчинні у воді. Якщо розглянути крохмаль під мікроскопом, то можна побачити, що він складається з дрібненьких зерен.

Лабораторний дослід 13

Взаємодія крохмалю з водою (розчинність, утворення клейстеру)

1. Дослідження розчинності крохмалю у воді.

Помістіть у пробірку невелику кількість крохмалю і додайте 3–4 мл холодної води, перемішайте. Чи спостерігаєте розчинення крохмалю? Зробіть висновок щодо розчинності крохмалю в холодній воді.

2. Одержання крохмального клейстеру.

Пробірку із сумішшю крохмалю і води, постійно струшуючи, нагрійте до 60–70 °С. Що ви спостерігаєте? На що схожий цей колоїдний розчин? Залиште його для наступного досліді.

Взаємодія з йодом — якісне виявлення крохмалю. Розчин йоду дає з крохмалем характерне синє забарвлення. Під час нагрівання це забарвлення зникає, а після охолодження з'являється знову.

Лабораторний дослід 14

Взаємодія крохмалю з йодом

Для проведення реакції використаємо одержаний у попередньому досліді крохмальний клейстер. Додамо до нього краплю розчину йоду. Що спостерігаєте?

Нагрійте рідину в пробірці до кипіння. Які спостерігаєте зміни? Охолодіть вміст пробірки. Що спостерігаєте?

Застосування крохмалю

Крохмаль — цінна поживна речовина, що входить до складу природних продуктів. Також його використовують у виробництві продуктів харчування (борошняних виробів, соусів, десертів, ковбас). У домашній кулінарії крохмаль необхідний для приготування киселів, випічки, соусів, десертів. У харчовій промисловості з крохмалю виробляють патоку, яку використовують у кондитерському виробництві для приготування тортів, цукерок, пряників, мармеладу. Кондитерські вироби з патокою менш солодкі, ніж із чистим цукром, і довго залишаються м'якими.

Крохмаль є сировиною для добування глюкози, етилового спирту, ацетону, гліцеролу, лимонної кислоти, вітамінів. Також його використовують для виготовлення паперу й текстилю, у нафтовій промисловості.

Із клейстеру виробляють клей для шпалер.

Целюлоза

Целюлоза, або клітковина, — найпоширеніший вуглевод у рослинному світі, більш поширений, ніж крохмаль. Вона є основною складовою частиною оболонок рослинних клітин, звідси і походить її назва — *целюлоза* (лат. *cellula* — *клітина*).



Рис. 38.2. Забарвлення розчину крохмалю після додавання розчину йоду

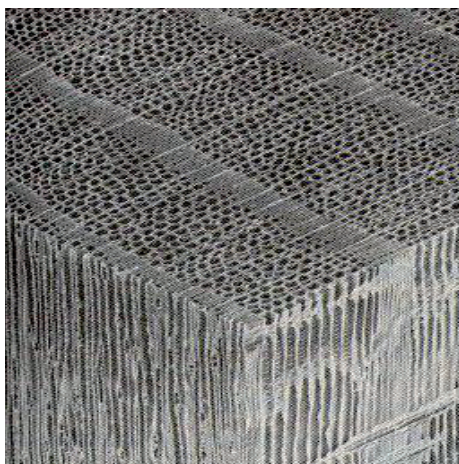


Рис. 38.3. Мікроскопічна будова деревини

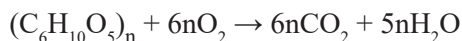
Волокна бавовнику — це майже чиста целюлоза (90–95 %). Волокна льону, конопель, очерету значною мірою складаються з целюлози. Деревина містить до 60 % целюлози. Отже, целюлозу отримують із цих рослин. Найбільш чистою целюлозою є вата з очищеної бавовни, фільтрувальний папір, лляна тканина.

Вона надає рослинам міцності та еластичності. Целюлоза — тверда волокниста речовина білого кольору, не розчиняється у воді й звичайних органічних розчинниках.

Будова. Целюлоза, як і крохмаль, — полісахарид, природний полімер. До складу її макромолекул входить близько 40 000 залишків глюкози. Молекули целюлози мають лише лінійну, нерозгалужену будову, а тому целюлоза легко утворює волокна.

Хімічні властивості.

Целюлоза горить; унаслідок горіння утворюється вуглекислий газ і вода:



а



б



в

Рис. 38.4. Бавовник (*а*), льон (*б*), коноплі (*в*)

Целюлозу **застосовують** у вигляді природних матеріалів:

- деревини — як джерело енергії, як матеріал для будівництва і виготовлення меблів;
- волокон льону, бавовника, коноплі — виготовляють натуральні тканини.

У результаті хімічної переробки целюлози добувають етанол, нітролаки, вибухові речовини, деякі пластмаси, целофан, лаки, емалі.

Із целюлози виготовляють: папір, картон, ацетатний шовк, віскозу (нитки і тканини).



Рис. 38.5. Папір і нитки



Для тих, хто хоче знати хімію глибше

Молекули крохмалю і целюлози складаються з величезної кількості сполучених між собою залишків глюкози.

У воді під дією каталізатора (розбавлених мінеральних кислот) відбувається повільне ступінчасте перетворення молекул крохмалю аж до утворення молекул глюкози. У міру зменшення розміру молекул зростає їх розчинність у воді. Аналогічний процес відбувається і в шлунково-кишковому тракті багатьох тварин під дією ферментів.

Процес можна прискорити нагріванням. Під час тривалого кип'ятіння крохмалю із сульфатною кислотою одержують густу солодку масу — суміш декстринів і глюкози — *крохмальну патоку*.

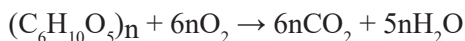
Декстрини — це полімерні сполуки, що мають таку ж повторювану ланку, що й крохмаль: $-C_6H_{10}O_5-$, однак кількість цих ланок у молекулі значно менша. Відносна молекулярна маса декстринів суттєво менша, ніж у крохмалю.

Вони добре розчиняються у воді, солодкі на смак і легше засвоюються організмом. Декстрини утворюються під час випікання хліба, смаження картоплі. Декстрини утворюються також під час прасування накрохмаленої білизни, формуючи тонку щільну плівку, яка легко змивається водою після забруднення.

Целюлоза, як і крохмаль, під час нагрівання за наявності сульфатної кислоти перетворюється на глюкозу. Процес відбувається ступінчасто.

Схожі процеси відбуваються в органах травлення жуйних тварин і термітів під впливом ферментів — органічних каталізаторів, які продукує їх мікробіота (зокрема бактерії-симбіонти). Дослідження останніх років показали, що в організмі людини целюлоза також (частково) перетравлюється кишковою мікробіотою.

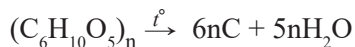
Целюлоза горить; унаслідок горіння утворюється вуглекислий газ і вода:





Мал. 38.6. Деревне вугілля

За умов нагрівання до 450 °С без доступу кисню целюлоза *обвуглюється* — розкладається на деревне вугілля і воду (*піроліз*):



Крім деревного вугілля (див. мал. 38.6) і води, утворюються також метанол, етанова кислота, ацетон, смоли.



Мал. 38.7. Виготовлення деревного вугілля



Це цікаво

Винахідниками виготовлення паперу вважають китайських ремісників. Китайці спочатку писали на вузьких бамбукових планках, випалюючи на них знаки, що було вкрай незручно. Потім стали писати на лакованому шовку — це коштувало дуже дорого. Китайські літописи повідомляють, що папір був винайдений у 105 році н. е. Цай Лунем. Спостерігаючи за осами (тепер їх називають паперовими), він узяв за основу їхній спосіб будування гнізд. Провівши сотні дослідів, він нарешті винайшов оптимальний рецепт: подрібнив деревину шовковиці, коноплі, ганчір'я, старі риболовні сітки і деревну золу; змішав з водою і виклав цю масу на форму (дерев'яна рама і сито з бамбука). Після висушування на сонці він отримав міцні аркуші паперу. Пізніше для підвищення міцності в цю масу почали додавати клей і крохмаль, а для зміни кольору — природні барвники.

У 1957 році в Китаї знайдено гробницю, у якій були клаптики аркушів паперу. Його дослідили й довели, що він був виготовлений у II столітті до нашої ери.

У країнах Південної Азії з посліду великих травоїдних тварин досі кустарним способом виготовляють елітні сорти паперу.



Підсумки

1. Крохмаль — природний полімер. Молекулярна формула — $(C_6H_{10}O_5)_n$. Макромолекули не однакові за розміром, мають лінійну і розгалужену структуру.

2. Крохмаль — кінцевий продукт фотосинтезу: $nC_6H_{12}O_6 \rightarrow (C_6H_{10}O_5)_n + nH_2O$.

3. Найбагатшими на крохмаль є картопля, зерна рису, кукурудзи, пшениці.

4. Целюлоза, як і крохмаль, є природним полімером-полісахаридом. Молекулярна формула — $(C_6H_{10}O_5)_n$, однак відрізняється від крохмалю значно більшим значенням n . Відповідно, більше й значення відносної молекулярної маси: воно сягає кілька мільйонів. Молекули целюлози мають лінійну структуру.

5. Обидва полісахариди розкладаються за певних умов водою з утворенням глюкози. Процес відбувається ступінчасто. Його називають гідролізом.

6. Для якісного виявлення крохмалю використовують розчин йоду.

7. Крохмаль використовують у харчовій промисловості. Із глюкози, яку одержують з крохмалю, добувають етанол, гліцерол, вітаміни тощо.

8. Целюлозу у вигляді деревини використовують як паливо, будівельний матеріал, у виробництві меблів. Із целюлози виготовляють різні види тканин: бавовняні, штучні (ацетатний шовк, віскоза), а також нитки, клеї, лаки, емалі, вибухові речовини тощо.



Контрольні запитання

1. Наведіть приклади рослин, багатих на крохмаль.

2. Які фізичні властивості крохмалю?

3. Що спільного в будові, складі крохмалю і целюлози? Що відмінного?

4. З чого добувають целюлозу?

5. Які види тканин виготовляють із целюлози?

6. Як із крохмалю і целюлози добувають глюкозу?

7. Що таке крохмальний клейстер? Як його приготувати?

8. Порівняйте молекули амілози й амілопектину за структурою молекул і властивостями.

9. Які продукти утворюються під час згоряння целюлози?

10. Як виявляють крохмаль у лабораторії?

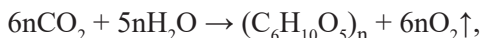
11. Опишіть напрямки застосування крохмалю і целюлози.
12. Складіть рівняння горіння целюлози.



Вправи та задачі

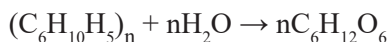
1. Запропонуйте експерименти, виконавши які ви хімічним шляхом зможете довести, що у двох склянках містяться порошки крейди і крохмалю.

2. У процесі фотосинтезу, що описаний рівнянням реакції:



виділилось 2240 м³ кисню. Обчисліть масу крохмалю, який утворився.

3. Яку масу картоплі з масовою часткою крохмалю 18 % потрібно переробити для одержання 450 кг глюкози? Рівняння реакції:



4. Який об'єм карбон(IV) оксиду взяв участь у фотосинтезі, якщо утворилося 243 кг крохмалю?

5. Масова частка крохмалю в кукурудзяному зерні становить 70 %. Яку масу глюкози можна одержати з 4 кг кукурудзяного зерна? Рівняння реакції:



6. Обчисліть кількість молекул сахарози в 68,4 г сахарози.

7. Обчисліть масу суміші, що містить 0,25 моль глюкози, 0,1 моль сахарози і по 0,2 моль крохмалю та целюлози.

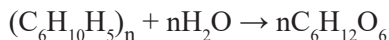
8. Середнє дерево за добу в результаті фотосинтезу перетворює 0,025 м³ карбон(IV) оксиду на вуглеводи. Який об'єм кисню виділяється за 30 днів (н. у.)?

9. Який об'єм кисню (н. у.) виділився під час фотосинтезу, якщо утворилося 8 моль крохмалю?

10. Обчисліть кількість атомів Гідрогену у 0,2 моль сахарози.

11. Яка кількість речовини сахарози необхідна для приготування 171 г розчину з масовою часткою вуглеводу 20 %?

12. Обчисліть масу глюкози, яку можна отримати під час гідролізу 81 кг крохмалю.



13. Масова частка крохмалю в картоплі становить 19 %. Яку масу крохмалю можна одержати з 200 кг картоплі?

14. Обчисліть кількість речовини Карбону в суміші, що містить 0,6 моль глюкози та 1,4 моль сахарози.

§ 39. Білки. Склад і будова. Біологічна роль амінокислот і білків

Ознайомившись із матеріалом параграфа, ви:

- отримаєте уявлення про склад амінів та амінокислот;
- з'ясуєте склад білків, їх будову і структуру;
- дізнаєтесь про властивості та значення білків.

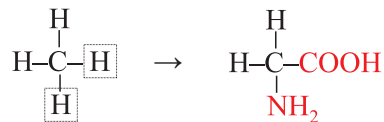
Поняття про нітрогеновмісні органічні сполуки

Є велика кількість органічних сполук, молекули яких містять, крім Карбону, Гідрогену й Оксигену, ще один елемент — Нітроген. Такі органічні сполуки називають *нітрогеновмісними*. До них належать *аміни, амінокислоти і білки*, а також низка фізіологічно активних речовин: *вітаміни¹, антибіотики*.

Амінокислоти — це група органічних сполук, які є структурними ланками білків. Амінокислоти — похідні вуглеводнів, молекули яких містять аміно- та карбоксильні групи.

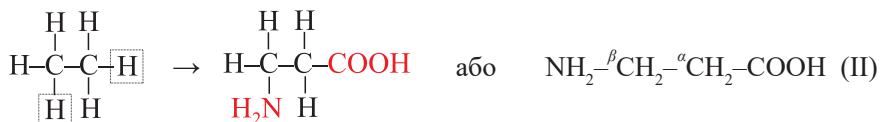
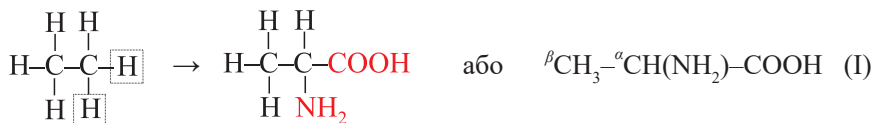
Розгляньмо будову найпростішої амінокислоти — аміноетанової.

Якщо в молекулі метану один атоми Гідрогену замінити на аміногрупу $-\text{NH}_2$, а другий — на карбоксильну групу $-\text{COOH}$, одержимо:



Скорочена структурна формула — $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{COOH}$.

Молекули амінокислот, що є похідними інших вуглеводнів, наприклад, етану, можуть мати різну будову.



Із 20 *стандартних (протеїногенних) α -амінокислот* побудовані майже всі природні білки (чому інші амінокислоти не беруть участі в побудові білкових мо-

¹ Перші відкриті вітаміни були амінами. Згодом було винайдено вітаміни, які належать до інших класів органічних речовин.



**Іван Якович
Горбачевський**
(1854 – 1942)

український хімік, біохімік, гігієніст, епідеміолог, громадсько-політичний і освітній діяч, беззмінний професор кафедри фармакології Празького університету з 1883 до 1917 року, міністр охорони здоров'я Австро-Угорської імперії у 1917–1918 роках. Академік Чеської та Всеукраїнської академії наук. Одним із перших виокремив амінокислоти у чистому вигляді. Автор більше 60 наукових робіт і 100 наукових розробок. Його іменем названо Тернопільський державний медичний університет.

лекул, науці поки що невідомо). Вісім з них вважають незамінними для людського організму, оскільки він синтезує їх дуже мало або не синтезує зовсім. Такі амінокислоти потрапляють в організм із їжею. Деякі α -амінокислоти є вітамінами.

Думку про те, що саме амінокислоти є «цеглинками», з яких побудовані білки, вперше висловив видатний український біохімік і хімік І. Я. Горбачевський.

Білки

Серед усіх органічних речовин вони посідають особливе місце,

оскільки становлять основу структури всіх живих організмів і виконують безліч важливих функцій.

Білки (протеїни, поліпептиди) — складні високомолекулярні сполуки (біополімери), побудовані із залишків молекул α -амінокислот, з'єднаних в певній послідовності *пептидними групами* $\begin{matrix} \text{—C—N—} \\ \parallel \quad | \\ \text{O} \quad \text{H} \end{matrix}$. Пептидні групи утворюються унаслідок взаємодії аміно- і карбоксильних груп амінокислот.

Відносна молекулярна маса білків більша за 10 000. Є білки, що мають величезну відносну молекулярну масу: так, людський білок *титин* — найбільший

з відомих на сьогодні — має відносну молекулярну масу близько 3 млн і містить 38 138 залишків амінокислот.

Розрізняють *прості* та *складні* білки. Прості білки — це макромолекули, які складаються лише із залишків амінокислот. Складні білки, крім того, можуть містити інші групи атомів (залишки полісахаридів, ортофосфатної кислоти, катіони металічних елементів).

Кожен з білків має свою, лише йому притаманну послідовність амі-



Герман Еміль Фішер
(1852 – 1919)

німецький хімік, біохімік, академік Берлінської академії наук, лауреат Нобелівської премії з хімії (1902) за досягнення у вивченні цукрів, пуринів, синтез глюкози. Досліджував білки та продукти їх гідролізу. Запропонував пептидну теорію білків. Здійснив синтез дипептидів і поліпептидів. Розробив кваліфікацію вуглеводів та методику їх синтезу. Написав низку праць, присвячених фізіологічно-активним речовинам.

нокислотних залишків, просторову будову і відповідно функцію. Ідентифіковано понад 10 000 білків людського організму. Основні відомості про склад білків одержують під час гідролізу, внаслідок якого утворюється суміш амінокислот. Їх кількість, залежно від виду білка, може коливатись від 50 до 100 тисяч.

Вагомий внесок у дослідження білків зробив німецький учений Герман Фішер.

Властивості білків

Розчинність білків у воді залежить від їх будови. Так, білки вовни, волосся і нігтів, пір'я, шовку і павутини нерозчинні у воді (*склеропротеїни*); білки крові, молока утворюють колоїдні розчини (*альбуміни*).

Гідроліз білків усередині організму відбувається за участі ферментів, каталізаторів білкового походження. У лабораторних умовах гідроліз проводять, нагріваючи білки із сильними кислотами і лугами. Пептидні зв'язки руйнуються, і утворюються вільні амінокислоти.

Денатурація. Білки доволі стабільні, але за екстремальних умов під дією високих або низьких температур; солей важких металів, сильних кислот і лугів; радіації тощо — може відбутись їх денатурація (*зсідання*). Це процес руйнування структури білка, який супроводжується втратою його фізико-хімічних властивостей і біологічної активності. Денатурація буває частковою, оборотною, необоротною¹.

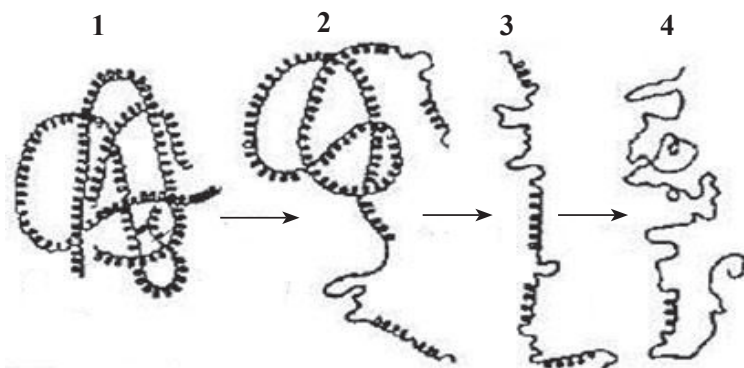


Рис. 39.1. Схема процесу денатурації білка

У природі білки можуть розкладатися під дією мікроорганізмів. У результаті цього процесу утворюються не амінокислоти, а амоніак NH_3 , гідроген сульфід H_2S та інші речовини з неприємним запахом. Їх поява засвідчує, що відбувається процес розкладання (*гниття*) білка.

¹ Група австралійських і американських учених знайшла спосіб (за допомогою карбаміду і центрифугування) за кілька хвилин відновити (ренатурувати) білок курячого яйця, яке варили 20 хвилин (<http://onlinelibrary.wiley.com/doi/10.1002/cbic.201402427/abstract>).

Біологічна роль білків

Разом із цукрами, жирами та нуклеїновими кислотами білки є невід'ємною складовою всіх живих організмів. Це головний компонент харчування людини. У травній трубці людини вони гідролізуються до амінокислот, які всмоктуються ворсинками тонкої кишки, звідти кров'ю розносяться до тканин організму і зокрема — до печінки, де відбувається синтез власних білків.

Білки виконують у нашому організмі низку функцій. Нагадаємо основні.

1. Білки — це основний будівельний матеріал тваринних клітин, вони надають форму клітинам та органелам, беруть участь в утворенні міжклітинної речовини.

2. Білки — це ферменти (біологічні каталізатори), які беруть участь у безлічі біохімічних реакцій (відомо близько 4000), пришвидшуючи їх у багато разів (10^6 – 10^9).

3. Білки забезпечують транспорт простих і складних сполук через клітинну мембрану та між тканинами організму (альбуміни і ліпопротеїни).

4. Білки виконують захисні функції: фізичні, хімічні, імунні.

5. Білки беруть участь у регуляції складних внутрішньоклітинних процесів, передачі сигналів (гормони, цитокіни) та їх сприйнятті (цитоплазматичні й мембранні білкові рецептори, які сприймають різноманітні сигнали).

6. Білки виконують моторні функції, забезпечуючи скорочення м'язів, рух клітин, органел, активний та спрямований внутрішньоклітинний транспорт речовин.

7. Частина білків організм використовує на енергетичні потреби: приблизно 15 % енергії на добу людина отримує за рахунок їх розщеплення.



Для тих, хто хоче знати хімію глибше

Тваринні й рослинні білки засвоюються організмом неоднаково. Якщо білки молока, молочних продуктів, яєць засвоюються на 96 %, м'яса і риби — на 93–95 %, то білки хліба засвоюються на 62–86 %, овочів — на 80 %, картоплі та деяких бобових — на 70 %.

За помірнього нагрівання харчових продуктів, особливо рослинного походження, засвоюваність білків дещо зростає, а після інтенсивної теплової обробки — знижується.

Формула одного з білків крові людини — гемоглобіну — $(C_{738}H_{1166}O_{208}N_{195}S_2Fe)_4$.



Підсумки

1. До нітрогеновмісних сполук належать аміни, амінокислоти і білки.
2. Амінокислоти — похідні вуглеводнів, молекули яких містять аміно- та карбоксильні групи.
3. Усі білки складаються з 20 α -амінокислот, 8 із них є для людини незамінними і повинні надходити з їжею.
4. Білки — складні високомолекулярні сполуки, побудовані із залишків молекул α -амінокислот, з'єднаних у певній послідовності пептидними зв'язками.
5. Денатурація білка — це процес руйнування його структури, який супроводжується втратою специфічних функцій і біологічної активності.
6. Процес денатурації білків відбувається від впливом різних чинників — екстремальної температури, сильних кислот і лугів, солей важких металічних елементів, радіації.



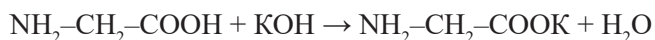
Контрольні запитання

1. Що таке білки?
2. Скільки амінокислот бере участь у синтезі більшості природних білків?
3. Під дією яких чинників відбувається денатурація білка?
4. Опишіть функції білків в організмі.
5. Які амінокислоти називають незамінними?



Вправи та задачі

1. Білки горять з утворенням характерного запаху. Ви можете в цьому переконатись, обережно підпаливши бавовняну нитку та вовняну нитку (або пір'їну). Порівняйте запах.
2. Обчисліть масу Нітрогену в 2,6 моль аміноетанової кислоти.
3. Добовий раціон дорослої людини має включати 40 г білка. Масова частка білка в рибі — 18 %. Чому дорівнює маса риби, яку повинна з'їсти людина на день, щоб забезпечити свій організм білком?
4. Масова частка білків арахісу становить 26,3 %, а масова частка Нітрогену в білках арахісу, — 17 %. Обчисліть масу Нітрогену в 150 г арахісу.
5. Яку масу розчину калій гідроксиду з масовою часткою лугу 20% потрібно використати для нейтралізації 30 г аміноетанової кислоти? Рівняння реакції:



6. Обчисліть масу 2,6 моль аміноетанової кислоти $\text{H}_2\text{N-CH}_2\text{-COOH}$.

§ 40. Природні та синтетичні органічні сполуки

Ознайомившись із матеріалом параграфа, ви:

- довідаєтесь більше про природні органічні сполуки;
- дізнаєтесь про синтетичні органічні сполуки;
- зможете висловлювати судження щодо значення органічних речовин у народному господарстві, побуті, медицині.

Ми вже вивчили деякі з природних сполук: жири, вуглеводи, амінокислоти, білки. Є багато інших природних органічних речовин, а штучних (синтетичних) створено значно більше.

Пластичні маси

Пластичні маси — велика група матеріалів, основу яких становлять високомолекулярні сполуки, які під дією температури й тиску можуть набувати різної форми та зберігати її. Залежно від впливу нагрівання пластмаси поділяють на дві великі групи: *термопласти* (три чверті світового виробництва пластмас) і *реактопласти*.

Термопласти — пластмаси, які в результаті переробки у виріб (нагрівання, підвищення тиску) не втрачають властивості переходу у в'язко-текучий стан.

Реактопласти — полімери, які в результаті переробки у виріб *отверджуються* — змінюють свої фізико-хімічні властивості, зокрема втрачають здатність плавитися і розчинятися в органічних розчинниках. Вони твердіші, пружніші за термопласти, але, зазвичай, крихкіші.



Рис. 40.1. Збір молочного соку гевеї методом підсочки

Каучуки і гуми

Природні каучуки. *Латекс* (лат. *latex* — рідина, сік) — сік деяких рослин, рідкий вміст «молочних» судин. Він буває прозорим, молочно-білим, жовтим, жовтувато-коричневим або оранжевим. Характерними компонентами латексу Молочайних, Тутових, Айстрових та інших рослин є *каучук* і його різновид *гутапéрча*.

Є кілька видів каучуконосних рослин (*кок-сагиз, крим-сагиз, фікус еластичний* тощо), однак найважливішою серед усіх є *гевея бразильська*. За кілька годин гевея може дати 100–150 мл соку, який на третину складається з каучуку. Щоб виділити каучук, у сік додають оцтову кислоту або нагрівають його. Каучук мовою індіанців означає «сльози дерева». Натуральний (природний) каучук відомий європейцям з кінця

XV століття. Але ще протягом 300 років йому не знаходили застосування. Лише в середині XVIII ст. французькі дослідники відкрили його повторно і дали йому назву *гума*, що в перекладі з латинської означає *смола*. Світове виробництво натурального каучуку — близько 9 млн т на рік, що становить 40 % загального виробництва природного і штучного каучуку.

Штучні каучуки і гуми — велика група синтетичних полімерів, які за нормальних умов перебувають у високоеластичному стані, тобто здатні змінювати свою форму під впливом дії зовнішніх сил (наприклад, розтягуватися) і швидко повертатися у вихідний стан після припинення цієї дії.

Витрати каучуку для конструювання 1 корабля становить у середньому 68 т, 1 танка — 800 кг, 1 літака — 600 кг, 1 автомобіля — 240 кг. Сьогодні виготовляють понад 80 тис. найменувань гумових виробів, зроблених на основі каучуків. 80 % загального обсягу каучуків поглинає шинна промисловість. Продукцією гумової промисловості є шини, різні амортизатори й ущільнювачі, конвеєрні смуги, привідні паси, труби і рукави, інші комплектувальні деталі для різних галузей промисловості (транспорт, машинобудування, будівництво) і сільського господарства, різноманітні вироби побутового призначення, взуття. З гуми виготовляють ізоляцію для кабелів, еластичні електропровідні покриття, протези (зокрема штучні клапани серця), деталі приладів та багато іншого.

Успішне розв'язання проблеми промислового синтезу каучуку — це одне з найбільших досягнень хімічної науки XX століття.

Волокна

Волокна — високомолекулярні сполуки, які характеризуються впорядкованим орієнтованим розміщенням лінійних молекул уздовж осі волокна, що зумовлює їх високу механічну міцність. Волокна поділяють на *природні* та *хімічні*, а хімічні — на *штучні* та *синтетичні*.

1. Природні (натуральні) волокна утворюються біологічним шляхом (біосинтезом) в організмах рослин і тварин. За походженням розрізняють:

- *рослинні волокна* (основним їх компонентом є целюлоза), які, залежно від джерела добування, називають: *бавовною* (бавовник), *пенькою* (коноплі), *джутом* (кущ родини Мальвових), *лляним волокном* (льон), *рамі* (китайська кропива), *сизалем* (агава), *деревиною* (хвойні та листяні породи дерев, пальма, зокрема кокосова пальма (кóйр) і ротанг). Традиційно, залежно від місця проживання (й епохи), людина для виготовлення різноманітних виробів ужитку (ниток і тканин, шнурів, тросів, канатів, паперу, півсті, різноманітних *композиційних матеріалів*¹, меблів, покрівлі тощо) використовувала безліч водоростей і трав (очерет, рогіз, папірус, абака — текстильний банан, бамбук);

¹ Композиційні матеріали отримують поєднанням двох або більше компонентів, які нерозчинні або малорозчинні один в одному і мають різні властивості.

- *тваринні волокна*: вовна, волосся, шовкове волокно (добувають з кокона лялечки тутового шовкопряда), павутина (для отримання більшої її кількості тривають спроби певного генетичного модифікування організмів).

2. Штучні органічні волокна добувають у результаті відповідної обробки природних високомолекулярних сполук (клітковина, білок). Найважливіші з них — *віскозні й ацетатні*.

3. Синтетичні органічні волокна виготовляють з високомолекулярних сполук — смол, які синтезують з низькомолекулярних речовин.

Після формування волокна збирають у нитку, яка складається з багатьох тонких волокон. За необхідності її промивають, піддають спеціальній обробці, висушують. Готову нитку намотують на котушки або шпулі.

Обсяги виробництва хімічних волокон щороку зростають. Цей процес зумовлений високою економічною ефективністю виробництва, майже необмеженими ресурсами сировини, відмінними експлуатаційними властивостями волокон, можливістю отримання продукту із заданими властивостями. Крім текстильного виробництва, волокна широко використовують як конструкційний матеріал, у виробництві композиційних матеріалів, для протягування ліній волоконно-оптичного зв'язку тощо.

Також хімічна промисловість виробляє безліч інших матеріалів: *лаки, фарби, клеї, йонообмінні смоли, медикаменти* тощо. Отже, органічний синтез — це галузь хімічної технології, завдяки якій добувають найрізноманітніші сполуки.

Останніми роками почали застосовувати комп'ютерні методи розрахунку структури молекул — виникла *комбінаторна хімія*.



Для тих, хто хоче знати хімію глибше

1. Пластичні маси.

А. Термопласти:

- *поліетилен* — один з найдешевших полімерів, який поєднує низку цінних властивостей з легкістю добування й переробки, і тому у світовому виробництві полімерів посідає перше місце. З нього виготовляють плівки, труби, ізоляцію, тару, деталі хімічних апаратів та багато іншого;

- особливого значення останнім часом набув полімер флуоропохідної етилену — *політетрафторетилен* (*фторопласт-4, тefлон*) (див. § 29);

- *полівінілхлорид* — один з найбільш широкоживаних пластиків; з нього отримують тисячі видів матеріалів та виробів для електротехнічної, легкої (шкірозамінники, технічні волокна, клейонка), харчової промисловості, важкого машинобудування, суднобудування, будівництва зокрема для прокладання газо- і водогонів, сільського господарства, медицини;

- *полістирен* — використовують для виготовлення предметів побутової техніки і домашнього вжитку, упаковок, іграшок, фурнітури, плівки, для отримання пінополістирену. З полістирену виготовляють корпуси радіо- і телеапаратури, деталі автомобілів, холодильників, меблі, труби тощо;

- **полістирен** — використовують для виготовлення предметів побутової техніки і домашнього вжитку, упаковок, іграшок, фурнітури, плівки, для отримання пінополістирену. З полістирену виготовляють корпуси радіо- і телеапаратури, деталі автомобілів, холодильників, меблі, труби тощо;

- **пінополіуретани (ППУ)** — пластики групи *газонаповнених пластмас (поролон)*. Їх використовують у будівництві для тепло-, шумо-, і гідроізоляції, як монтажну піну; дуже широко застосовують у легкій, взуттєвій і меблевій промисловості як пакувальний, амортизувальний та оббивний матеріал.

Б. Реактопласти:

- **поліпропілен** — виготовляють волокна і плівки, які зберігають гнучкість за температури 100–130 °С, пінопласт, деталі машин, профільовані вироби, труби (для агресивних рідин), контейнери, риболовецькі сітки, побутові вироби тощо;

- **фенолформальдегідні смоли** мають високі тепло-, водо- та кислотостійкість, діелектричні властивості, механічну міцність. Їх використовують у виробництві пластмас, клеїв, лаків, герметиків тощо;

- **полікарбонати** завдяки високій міцності та ударній в'язкості застосовують як конструкційні матеріали в багатьох галузях промисловості (захисні шоломи) та в побуті, а завдяки оптичним якостям — у виробництві лінз, компакт-дисків, світлотехнічних виробів;

- один з найбільш масових **поліакрилатів** — *поліметилметакрилат (органічне скло, плексиглас)* — використовують як заміник скла і конструкційний матеріал в авіабудуванні, будівництві, виробництві оптичної техніки (лінз для фотоапаратів, мікроскопів, біноклів), інших галузях промисловості. Інші поліакрилати застосовують у виробництві плівок, лаків, фарб і клеїв тощо. Їх широко використовують у медицині, зокрема для виготовлення протезів і контактних лінз, у стоматології для пломбування, виготовлення штучних зубів і щелеп;

- **поліаміди** широко застосовують у промисловості, головним чином, у виробництві *синтетичних волокон (найлон¹)*, клеїв, плівок (зокрема для ковбасних виробів) і покриттів для захисту металів і бетонів; як конструкційний матеріал у виробництві деталей машин (шестерень, втулок, підшипників тощо); у медицині для хірургічних швів (особливо в очній хірургії), для виготовлення штучних кровоносних судин, як заміник кісток, шкіри.

Піно- і поропласти — це газонаповнені пластики різного хімічного складу. Через надзвичайно малу густину (0,02–0,8 г/см³) і відносну хімічну інертність широко використовують у літако- і суднобудуванні, транспортному і хімічному машинобудуванні, у будівництві як тепло- і звукоізоляційний матеріал. Їх застосовують у виготовленні багат шарових конструкцій, плавучих засобів (понтонів, легких човнів, бакенів, рятувальних пристосувань тощо). З них виготовляють прокладки, різноманітну тару. Прозорість для радіохвиль і високі діелектричні та гідроізоляційні властивості забезпечують їм використання в радіо- й електротехніці. Еластичні пінопласти застосовують у виробництві м'яких меблів і теплового одягу.

¹ **Найлон** (від назв міст Нью-Йорк і Лондон: New York + London = nylon), поліамід, капрон.

2. Синтетичні каучуки виготовляють з *ізопрену* $\text{CH}_2=\text{C}(\text{CH}_3)-\text{CH}=\text{CH}_2$, *бутадієну* $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$, *хлоропрену* $\text{CH}_2=\text{CCl}-\text{CH}=\text{CH}_2$ та інших речовин.

Під час вулканізації відбувається «прошивання» лінійних молекул каучуку сульфурними містками й утворення сітчастої структури. Так отримують *гуми* (з масовою часткою Сульфуру від 1–5 %) та *ебоніти* (з масовою часткою Сульфуру 30 % і більше).

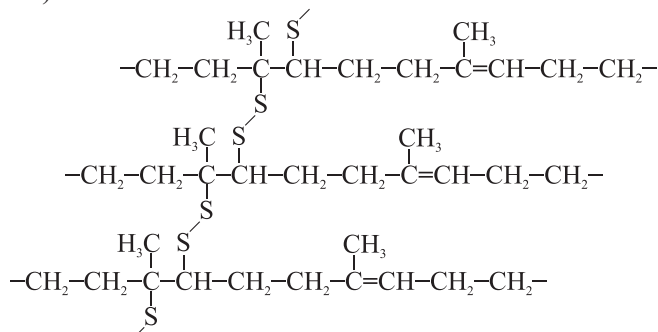


Рис. 40.2. Структура гуми

Розрізняють каучуки і гуми:

- загального призначення — температурний експлуатаційний режим від -50 до $+150$ °С;
- теплостійкі — режим експлуатації — від $+150$ до $+300$ °С і вище;
- морозостійкі — режим експлуатації — нижче від -50 і навіть -150 °С;
- стійкі до дії нафтопродуктів (бензину, мастил т. ін);
- стійкі до дії агресивних середовищ (кислот, лугів, озону, водяної пари);
- електропровідні;
- діелектричні (кабельні);
- радіаційностійкі.

Крім цього, побутують вакуумні, вібро-, світло-, водостійкі, вогнетривкі, фрикційні (стійкі до тертя), а також медичні, харчові тощо.

3. Синтетичні органічні волокна:

а) *карболанцюгові* (ланцюг макромолекули містить лише атоми С): поліакрилонітрильні (нітрон), полівінілхлоридні, полівінілспиртові, поліетиленові, поліпропіленові;

б) *гетероланцюгові* (ланцюг макромолекули містить, крім атомів Карбону, атоми інших елементів): поліестерні (лавсан), поліамідні (капрон, найлон-6, перлон, дедерон), поліуретанові (спандекс, лайкра).



Контрольні запитання

1. Наведіть приклади природних органічних сполук.
2. Як класифікують за походженням волокнисті матеріали?
3. Що спільного в льону, бавовнику і конопель?
4. Наведіть приклади волокон тваринного походження.

5. Чи є серед природних речовин барвники? Наведіть приклади.
6. Які рослини є каучуконосами?
7. Назвіть кілька напрямків органічного синтезу.
8. Які синтетичні речовини виготовляють з полімерів?



Вправи та задачі

1. Обчисліть масу 0,75 моль аміногексанової кислоти $\text{NH}_2-(\text{CH}_2)_5-\text{COOH}$, з якої виготовляють синтетичне волокно капрон.
2. Хімічна формула капрону — $(-\text{NH}-(\text{CH}_2)_5-\text{CO}-)_n$. Відносна молекулярна маса капрону — 20 001. Обчисліть ступінь полімеризації.
3. Стирен, формула якого $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{C}_6\text{H}_5$, є одним з мономерів для одержання бутадієн-стиренового каучука. Обчисліть: а) масу 0,25 моль стирену; б) об'єм кисню, необхідний для спалювання 1,5 моль стирену.
4. Із пропену $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3$ полімеризацією одержують важливий полімер поліпропілен. Який об'єм (л) займає 25,2 г пропену (н. у.)?
5. Мономером у виготовленні полімеру, який називають органічним склом, є метилметакрилат $\text{CH}_2=\text{C}(\text{CH}_3)-\text{COOCH}_3$. Обчисліть масову частку Оксигену (%) в молекулі цього мономеру.
6. Напишіть рівняння реакції горіння мономеру натурального каучуку — ізопрену $\text{CH}_2=\text{C}(\text{CH}_3)-\text{CH}=\text{CH}_2$. Який об'єм карбон(IV) оксиду утвориться внаслідок згоряння 16,32 г ізопрену (н. у.)?

Практична робота 4

Виявлення органічних сполук у харчових продуктах

Дослід 1. Виявлення глюкози в меді, виноградному та яблучному соці.

Невелику кількість меду розчиніть у 3–5 мл гарячої води. У пробірку налийте 2–3 мл розчину натрій гідроксиду і додайте 3–4 краплі розчину купрум(II) сульфату. До осаду долийте одержаний розчин меду. Вміст пробірки перемішайте. Що спостерігаєте?

Зробіть висновок. Чи доводять результати дослідів, що мед містить глюкозу?

Аналогічний дослід повторіть із виноградним та яблучним соком. Про що свідчать одержані результати?

Дослід 2. Виявлення крохмалю у продуктах харчування.

Для виявлення крохмалю скористаємось картоплиною, білим хлібом, вареною ковбасою та концентратом киселю.

1) Додайте по 1–2 краплі спиртового розчину йоду на зріз картоплини, шматочок білого хліба і вареної ковбаси. Що спостерігаєте?

2) Насипте в пробірку невелику кількість концентрату киселю і додайте 4–5 мл води. Суміш перемішайте. Чи розчиняється концентрат киселю в холодній воді? Обережно, струшуючи суміш, нагрійте вміст пробірки майже до кипіння. Що спостерігаєте? До одержаного колоїдного розчину додайте одну краплю йодного розчину. Що спостерігаєте? Запишіть усі спостереження та зробіть висновки.

§ 41. Основні органічні забруднювачі довкілля*

Ознайомившись із матеріалом параграфа, ви:

- *дiзнаєтесь про органічні забруднювачі довкілля.*

Попри беззаперечні досягнення хімічної науки та промисловості слід згадати про екологічний аспект. З розвитком цивілізації проблема охорони довкілля набуває все більшої актуальності. Найгостріше вона постала за останні 50–60 років унаслідок бурхливого розвитку самої органічної хімії як науки, власне хімічної промисловості, а також галузей економіки, що використовують природні та штучні органічні сполуки: транспорту, енергетики тощо.

У результаті роботи транспорту (зазвичай на нього припадає 80–85 % викидів), використання палива для потреб енергетики, виробництва, спалювання та переробки побутових і промислових відходів¹ у повітря потрапляють сажа, пил (що містить важкі метали, радіоактивні ізотопи), шкідливі гази: оксиди Карбону, Сульфуру, Нітрогену (токсичність оксидів Нітрогену вища за токсичність чадного газу в 10 разів), амоніак, а також недопалені вуглеводні (реакційноздатні алкани, олефіни, ароматичні вуглеводні), бензпiрiн, антрацiн та інші *леткі органічні речовини*, включаючи альдегіди і кетони, органічні кислоти, розчинники, пестициди, продукти розкладу безлічі синтетичних органічних речовин (особливо на сміттєзвалищах), які спричиняють *токсичні, канцерогенні, мутагенні, тератогенні* та інші патогенні ефекти².

Це часто доволі стійкі сполуки, їх розпад у природі відбувається дуже повільно, а шкода підсилюється тим, що вони здатні накопичуватись у великих концентраціях у воді та особливо в ґрунті. Також ці сполуки можуть прогресивно акумулюватись у тканинах рослин і далі через трофічні ланцюжки — у тканинах тварин (*біоаккумуляція*).

І окремі компоненти, які використовують у виробництві, і проміжні, і кінцеві продукти можуть бути токсичними й вогнебезпечними, можуть викликати різноманітні ураження шкіри, очей, дихальних шляхів, внутрішніх органів людини. Тому надзвичайну увагу слід приділяти техніці безпеки під час виробництва будь-якої хімічної продукції та її подальшого використання.

* Матеріал цього параграфа — ознайомчого характеру і не є обов'язковим до вивчення.

¹ Аналогічні процеси звичайно відбуваються і в природі — виверження вулканів, пожежі в лісах, на торф'яниках.

² *Канцерогенні* речовини призводять до появи в людини (і тварин) злоякісних новоутворень, *мутагенні* спричиняють мутації (зміни на генному і хромосомному рівні), *тератогенні* проникаючи через плацентарний бар'єр, провокують спотворення плоду.

Органічні забруднювачі довкілля

Основними органічними забруднювачами земель, вод і повітря є *нафта* й *нафтопродукти*, *пестициди*, *феноли*, *хлороорганічні сполуки*, *поліциклічні ароматичні вуглеводні*, *мийні засоби*, *пластикове побутове сміття*, а також *барвники* і *розчинники* (лаки, фарби тощо), *органічні кислоти*, інші *ксенобіотики*¹.

Нафта. У місцях видобутку нафти її потрапляння в ґрунт відбувається не стільки внаслідок аварій, скільки через звичайну недбалість і недосконалість технологічних процесів. Зазвичай у підземних пластах нафта міститься під тиском. Буріння свердловин спричиняє витікання значних кількостей нафти на поверхню («нафтовий розлив»). Лише в Західному Сибіру Росії нафтою забруднено мільйони гектарів земель. Транспортування нафти і нафтопродуктів також завдає збитків природі: прокладання трубопроводу (як і розробка самого родовища) руйнує ґрунти, а його протікання (внаслідок аварій або умисного пошкодження) вбиває все живе на багато кілометрів довкола від місця пошкодження труби. Такі землі часто зовсім не піддаються рекультивациі, оскільки вилучити нафтопродукти з них неможливо. Так, 1 кг торфу може утримувати від 100 до 500 г нафти.



Рис. 41.1. Розлив нафти в морі

Під час добування нафти на шельфі Світового океану (23 % світового видобутку), транспортування трубопроводами і танкерами відбуваються аварії, унаслідок яких значні кількості нафти (щорічно від 6 до 10 млн т — 0,25 % світового

¹ **Ксенобіотики** (від гр. ξένος — чужорідний і βίος — життя), або **біоциди** (від гр. βίος — життя і лат. caedo — убиваю), — група чужорідних для живих організмів хімічних речовин, які не входять у біотичний колообіг. «Природних» забруднювачів сьогодні нараховують близько 2000. Решта — близько півмільйона синтетичних хімікатів, які потрапляють у довкілля, — **ксенобіотики**.

квадратних кілометрів поверхні моря¹ і вбиваючи всіх його мешканців. Збір нафти буває ускладненим через швидкість її розтікання на поверхні води, припливи та течії, погодні умови (вітер, шторм), віддаленість місця аварії від місць базування рятувальних служб.

В умовах сучасного рослинництва широко застосовують пестициди (лат. *pestis* — зараза і *caedo* — убиваю) — сільськогосподарські отрутохімікати, призначені для боротьби зі шкідниками і хворобами рослин.

Під час використання пестицидів (особливо за неконтрольованого і необгрунтованого) виникає низка проблем:

1) неможливість їх вибіркового застосування: так, у полі (лісі) отрута діє не лише на шкідливих комах (1–2 види), а й на усе живе: мікроорганізми, рослини, тварин і людину. Серед цих організмів є хижакі, що знищують шкідників, а також збудники їх хвороб та їх біологічні конкуренти. Через тотальне знищення таких істот кількість шкідників часто не меншає, а збільшується;

2) практично лише п'ята частина пестицидів досягає потрібного об'єкта, тобто 80 % їх витрачають марно;

3) з'являються нечутливі до отрути шкідники;

4) більшість із цих речовин:

- здатна до накопичення в усіх ланках трофічних ланцюжків і продуктах харчування, наприклад у зерні;

- переноситься на великі відстані від місця застосування (у середині 60-х років минулого століття ДДТ було знайдено в печинці антарктичних пінгвінів);

- розкладається повільно, зберігаючи токсичність тривалий час (декілька десятиліть).

Засоби дезінфекції набули значного розповсюдження не лише в медицині, а й у різних галузях промисловості. Часто, особливо в побуті, антисептики використовують без необхідності та надмірно. Слід пам'ятати, що вдихання навіть незначної кількості їх випарів, контакт цих речовин зі шкірою і слизовими може викликати отруєння та алергію.

Невиправдано часто їх використовують за дрібних пошкоджень шкіри: більшість таких пошкоджень потребує лише звичайного обмивання водою (якщо рана брудна, то з милом).

Засоби дезінфекції застосовують, щоб запобігти гниттю деревини, руйнуванню інших біополімерів, псуванню продуктів харчування (консерванти E200–299: сорбати (солі сорбінової кислоти), бензоати, формальдегід, феноли, форміати, ацетати, лактати). Через вживання в їжу промислових консервованих продуктів ці речовини потрапляють в організм людини, згубно впливаючи не лише на нього, а й на його мікробіоту.

Слід пам'ятати, що **харчові добавки не є їстівними**. Їх додають у продукти лише з технологічних міркувань, щоб підсилити або змінити смак, щоб харчі не псувалися і тривалий час зберігали товарний вигляд — не змінювали кольору, консистенції, смаку.

¹ Одна тонна нафти під час розтікання утворює на поверхні моря пляму, площа якої 12 км².
204

Фенол (світове виробництво — понад 8 млн т на рік) використовують, головним чином, для синтезування пластмас. Також, незважаючи на високу токсичність, його продовжують застосовувати в медицині (консервант у вакцинах, антисептик тощо), харчовій промисловості (копильний дим).

Хлороорганічні сполуки (ХОС). Діоксини та інші хлоровмісні сполуки можуть потрапляти в навколишнє середовище через повсякденну діяльність людини та аварійні скидання стічних вод целюлозно-паперових комбінатів, інших підприємств хімічного виробництва, які використовують хлор, а також унаслідок хлорування води і спалювання побутового сміття, яке містить Хлор. Період напіврозпаду в природі — близько 1 року, але, потрапивши в організм людини або тварини, ці речовини здатні накопичуватись у жировій тканині. Тоді період напіввиведення становить 30 років. Зрозуміло, що увесь час перебування всередині організму речовина згубно на нього діє.

Поліциклічні ароматичні вуглеводні (ПАВ) — *антрацён, бензпирён, овалён* тощо — мають виражені канцерогенні, мутагенні та тератогенні властивості. У навколишнє середовище ці речовини потрапляють через спалювання і переробку органічної сировини, а в організм людини — ще й унаслідок куріння тютюну.

Синтетичні мийні засоби (СМЗ, детергенти), залежно від потреб, можуть містити в різних співвідношеннях:

- *синтетичні поверхнево-активні речовини (СПАР)* — основні компоненти мийних засобів. Близько 2 % мийних засобів на нашому ринку — рідкі, близько 10 % — пастоподібні, решта — порошкоподібні. Практично всі вони (і продукти їх часткового розкладу) є небезпечними для людини і природи: вбивають усіх істот, які живуть на межі розділу середовищ «вода — повітря», у риб спричиняють зяброву кровотечу і задуху, у теплокровних — порушення хімічних процесів у клітинних мембранах, а також підсилюють токсичну і канцерогенну дію інших забруднювачів. Ці речовини є «екологічно жорсткими» — їх знешкодження у природних умовах потребує значної кількості кисню;

- *відбілювачі* — оксигено-, хлоро- та сульфуровмісні;
- речовини, які *змінюють кислотність, твердість води, зменшують утворення піни;*
- *ароматичні (пахучі) добавки; ензими, абразиви, підсинювачі, підкрохмалювачі, антисептики, антистатика, пом'якшувачі та багато інших.*

Слід пам'ятати, що змивання СМЗ потребує значно більших об'ємів води, ніж змивання мила. Зазвичай певна кількість СМЗ залишається на шкірі, білизні¹ та на посуді, а звідти потрапляє на поверхню і всередину нашого організму.

Головною небезпекою **фармакологічних препаратів і косметичних та гігієнічних засобів** є:

- їх доступність, безконтрольність і буденність використання;
- непередбачуванність дії (особливо після одночасного прийому двох і більше медикаментозних засобів);

¹ Навіть 10-кратне ополіскування в гарячій воді повністю не змиває хімікати. У пральних машинах здебільшого використовується всього 3 цикли ополіскування.

- побічні ефекти (характерні для всіх без винятку препаратів);
- спосіб їх застосування (нанесення безпосередньо на шкіру і слизові, введення усередину організму, парентерально¹).

Дезодоранти (від фр. *dés-* — префікс, що означає *видалення*, і лат. *odor* — *запах*) — хімічні препарати, призначені для маскування, ослаблення чи усунення неприємних запахів. Зазвичай це композиції органічних сполук. Більшість із них містить *антиперспіранти* — речовини, які пригнічують потовиділення². Альтернативою їх використанню є дотримання правил особистої гігієни (щоденні водні процедури, душ після занять спортом), носіння одягу з натуральних матеріалів.

Промисловість випускає рідкі та тверді гігієнічні дезодоранти, освіжувачі повітря, а також пасти, протипотові олівці, освіжувальні серветки для обличчя і рук тощо. Аерозольні упаковки містять, крім того, *пропеленти* — гази, які сприяють розпиленню основної композиції (фреони, суміші пропану і бутану тощо).

Будівельні матеріали, засоби для ремонту, меблі також містять речовини, шкідливі для всіх живих організмів, які є в будинку, — людей, тварин, рослин.

Щоб досягнути глобальну екологічну проблему, яка постала перед людством, слід зауважити, що, крім хімічного, постійно збільшуються обсяги інших забруднень:

- механічні (інертне сміття, руйнування природних ландшафтів);
- фізичні (тепло, світло, шум, електромагнітні поля, радіоактивні речовини);
- біологічні (відсутність або недосконалість систем каналізації та очищення побутових стоків, біологічна зброя, потенційна небезпека від широкого використання генетично модифікованих організмів).

Наприкінці слід зауважити, що отруйна речовина (органічна чи неорганічна, природна чи синтетична) зазвичай впливає на біологічний об'єкт не ізольовано, а в комбінації з іншими отруйними речовинами та факторами.



Для тих, хто хоче знати хімію глибше

Пестициди використовують для боротьби:

- з бур'янами — *гербіциди*³;
- з водоростями — *альгіциди*;
- із кліщами — *акарициди*;
- з комахами — *інсектициди* (понад 250 речовин);

¹ Парентеральне (гр. *παρά* — поза, *έντερα* — кишечник) введення лікарських засобів — таке потрапляння лікарських речовин в організм, коли їх вводять під/у шкіру, у м'яз, судину, порожнину тіла.

² Надзвичайно шкідливо придушувати нормальні фізіологічні функції, однією з яких є потовиділення. Наслідком масового використання речовин цього класу став спалах захворюваності на рак молочної залози.

³ Крім сільського господарства, застосування гербіцидів є абсолютно необхідними на таких об'єктах, як автомобільні шляхи, залізниці, аеропорти.

- із грибками — *фунгіциди* (у хліб для боротьби із пліснявою додають натрій пропіонат);

- з бактеріями — *бактерициди*;

- із гризунами — *родентициди*.

Пестициди — це не завжди отрути. До них також належать:

- *десиканти* — речовини, які висушують рослину. Їх застосовують під час збору бавовника, бобових трав, цукрового буряка, рису, пшениці тощо;

- *дефоліанти* — речовини, які викликають опадання листя;

- *регулятори росту (фітогормони)* — речовини, які впливають на різні фази розвитку рослинного організму.

Синтетичні мийні засоби. Співробітники Дніпровського державного хіміко-технологічного університету дослідили, що для повного очищення посуду від мийного засобу «Гала» потрібно 38 змивань, а від «Фейрі» — 98. Обполіскування в проточній воді повинно тривати 1–5 хв, а не 2–3 секунди. Таким чином, за рік користування такими засобами в організм людини їх потрапляє в середньому 250 мл.



Контрольні запитання

1. Що таке ксенобіотики?
2. Назвіть основні групи органічних забруднювачів природи.
3. Наведіть приклади основних органічних забруднювачів.
4. Які проблеми виникають під час використання пестицидів?



Вправи та задачі

1. Одним з гербіцидів, які найчастіше використовують є метоксифенон.

- а) Складіть його молекулярну формулу.
- б) Обчисліть його молярну масу.
- в) Обчисліть масову частку Карбону в цій речовині.

2. Одним з найбільш небезпечних інсектицидів є ДДТ (1,1,1-трихлоро-2,2-ди(4-хлорофеніл)етан). Він дуже стійкий, накопичується в жирових тканинах тварин. Виробництво ДДТ в більшості країн уже заборонено. Його структурну формулу наведено на рис. 41.2.

- а) Складіть його молекулярну формулу.
- б) Обчисліть його молярну масу.
- в) Обчисліть масову частку Хлору в цій речовині.

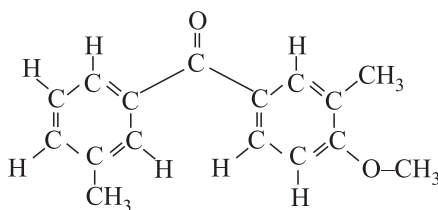


Рис. 41.1. Метоксифенон

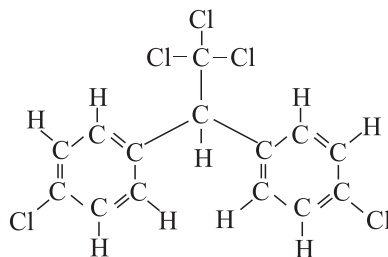


Рис. 41.2. ДДТ

§ 42. Стійкі органічні забруднювачі (СОЗ). Захист довкілля від органічних забруднювачів

Ознайомившись із матеріалом параграфа, ви:

- дізнаєтесь про стійкі органічні забруднювачі та захист від них.

Найбільш небезпечними органічними забруднювачами довкілля є хлороорганічні речовини, адже вони:

- хімічно стійкі;
- здатні до біоаккумуляції (прогресивного накопичування в організмах харчового ланцюга);
- переміщуються на великі відстані з повітрям, водними потоками, мігруючими тваринами;
- отруйні для усього живого.

Навіть дуже невеликі кількості стійких органічних забруднювачів (СОЗ) можуть спричинити значну шкоду і призвести до розвитку хвороб імунної та репродуктивної систем, онкологічних захворювань у людини, вроджених дефектів у новонароджених. Під впливом СОЗ відбулося значне зниження популяції морських ссавців: тюленів, дельфінів, морських корів.

Україна з перших років незалежності, керуючись основними ідеями і принципами, задекларованими Конференцією ООН з довкілля і розвитку в Ріо-де-Жанейро (1992), заявила про свій намір перейти до стійкого розвитку країни, за якого забезпечується збалансоване розв'язання багатьох природоохоронних проблем.

Держава визнає пріоритет міжнародного права та обов'язковість виконання міжнародних договорів, які, відповідно до Конституції України, стають частиною національного законодавства.

Міжнародні хімічні конвенції, підписані нашою державою:

- Базельська конвенція про контроль за транскордонним перевезенням небезпечних відходів та їх видаленням (1989);
- Роттердамська конвенція про процедуру попередньої обґрунтованої згоди відносно окремих небезпечних хімічних речовин та пестицидів у міжнародній торгівлі (1998);
- Стокгольмська конвенція про стійкі органічні забруднювачі (СОЗ) (2001).

Ці та інші документи є багатосторонніми природоохоронними угодами, які поділяють спільну мету захисту довкілля та здоров'я людей від небезпечних хімічних речовин і відходів.

Стокгольмська конвенція набрала чинності 17 травня 2004 р. Ця подія започаткувала консолідацію міжнародних зусиль, спрямованих на позбавлення світу від найбільш токсичних сполук. Конвенцією передбачено зменшити використання та в подальшому ліквідувати дванадцять особливо токсичних СОЗ.

Україна підготувала *Національний план виконання Стокгольмської конвенції про СОЗ* ще в 2006 р. і ратифікувала цю конвенцію у вересні 2007 р. Для виконання цього плану Україна має науково-технічний потенціал, але великою проблемою є відсутність сучасних технологій з утилізації відходів, насамперед непридатних пестицидів, яких в Україні накопичилось понад 15 тис. т.

У 2013 р. в Кумамото (Японія) була ухвалена Мінаматська конвенція про ртуть — глобальний договір для захисту довкілля та здоров'я людей від негативного впливу ртуті. Для набуття чинності необхідно, щоб Мінаматську конвенцію ратифікувало 50 країн. На сьогодні її підписали 128 країн та 12 — ратифікували. На жаль, Україна не змогла підписати цю міжнародну угоду до 10 жовтня 2014 р., і на сьогодні для нашої країни передбачена лише можливість приєднання до неї.

Як зменшити негативний вплив органічних речовин та інших забруднювачів на довкілля та організм людини?

1. У побуті:

- віддавати перевагу предметам ужитку багаторазового використання і паперовій упаковці, звести до мінімуму використання поліетиленових пакетів;
- сортувати харчові та тверді побутові відходи: скло, папір, текстиль, пластик, гуму, метал, електротехнічні відходи (вимагати від муніципалітетів організації сортування сміття);
- економно використовувати засоби для миття, прання, чищення, віддаючи перевагу найбільш екологічним. Пам'ятаймо: використання пральних і посудомийних машин значно економить воду та мийні засоби;
- застосовувати енергозберігальні технології.

Хімічна промисловість пропонує безліч найменувань *продукції побутової хімії*, з якими слід поводитися обережно. До кожного засобу побутової хімії має бути інструкція. Перш ніж купувати і, тим більше, застосовувати будь-який з них, цю інструкцію *обов'язково* слід прочитати і відповідно дотримувати її. Тару із самими речовинами слід зберігати в місцях, недоступних для дітей.

2. У сільському господарстві:

- застосовувати сучасні екологічні методи господарювання, зокрема рільництва;
- більше використовувати органічні добрива для підживлення рослин;
- відмовитись від пестицидів широкого спектру дії (передусім хлороор-

ганічних) та дотримуватись загальних правил їх застосування — оптимізувати використання з урахуванням досягнень сучасної агрохімії, а також дбати про інші аспекти: умови транспортування і зберігання, утилізацію пустої тари;

- упроваджувати методи, альтернативні застосуванню пестицидів:
 - *біологічні* — залучення птахів (наприклад, фазан без шкоди для себе може живитись колорадським жуком та його личинками), хижих комах (за допомогою со́нечка, золотоо́чки людина бореться з попеліцею, кліщ́ами);
 - *мікробіологічні* — використання вірусних, бактерійних та інших мікробіологічних препаратів;
 - *механічні* — використання пасток (з феромонами) для членистоногих.

3. У промисловості:

- удосконалювати технології хімічного виробництва та утилізації відходів;
- удосконалювати технології знешкодження викидів, знезараження стічних вод;
 - застосовувати енергозберігальні технології з використанням відновлювальних джерел енергії;
 - впроваджувати новітні розробки в енергетику, транспорт, будівництво;
 - будувати сучасні заводи з переробки сміття.

4. В інших галузях діяльності:

- створювати сприятливі умови для розвитку сучасних екологічних методів господарювання;
- у медицині ширше застосовувати нетрадиційні методи лікування.



Контрольні запитання

1. Які подібні властивості мають особливо небезпечні органічні речовини — стійкі органічні забруднювачі?
2. Що таке біоаккумуляція шкідливих речовин?
3. Як запобігти негативному впливу забруднювачів у побуті?
4. Як запобігти негативному впливу забруднювачів у сільському господарстві?
5. Як запобігти негативному впливу забруднювачів у промисловості?

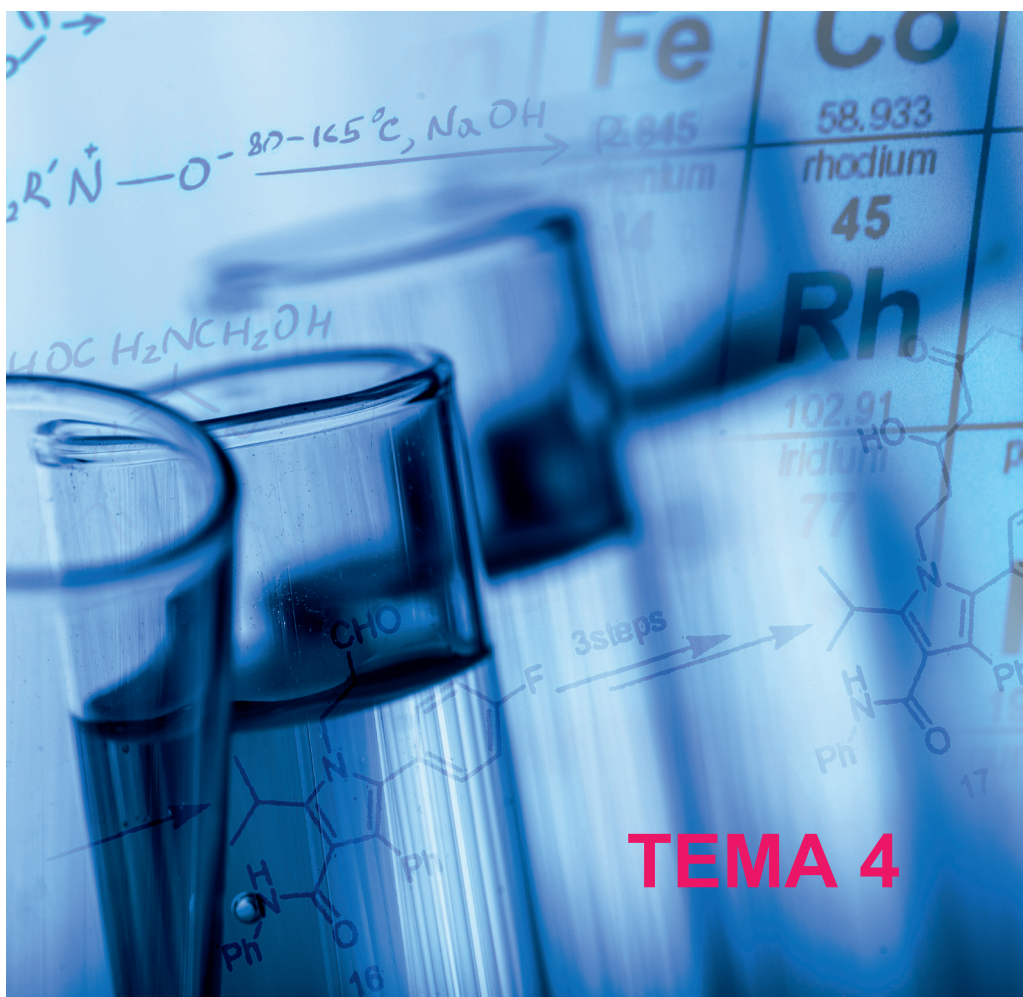


Вправи та задачі

1. Структурна формула одного з найпростіших фунгіцидів пентахлорофенолу — C_6Cl_5OH . Обчисліть масову частку Хлору в цій речовині.
2. Обчисліть масу Хлору в 0,8 моль токсичної органічної речовини складу $C_{12}H_4Cl_6$.
3. Молярна маса дихлофосу становить 221 г/моль. У молекулі дихлофосу крім атомів Карбону і Гідрогену є два атоми Хлору. Обчисліть масову частку Хлору в дихлофосі.
- 4*. Хімічний склад одного з пестицидів можна описати формулою $C_nH_nCl_n$. Молярна маса цієї речовини становить 291 г/моль. Визначте а) формулу цієї речовини; б) кількість атомів Хлору в 5 моль цього пестициду.
5. Обчисліть масу одного із стійких органічних забруднювачів, у якій міститься 0,48 моль Карбону, якщо молекулярна формула речовини $C_{12}H_5Cl_5$.
6. Обчисліть масу 0,86 моль стійкого органічного забруднювача, молекулярна формула якого $C_{10}H_{10}Cl_8$.
7. Обчисліть кількість атомів Карбону в 0,25 моль стійкого органічного забруднювача, молекула якого містить 14 атомів Карбону, 8 атомів Гідрогену і 4 атоми Хлору.
8. Хімічний склад стійкого органічного забруднювача можна описати формулою $C_nH_nCl_{n-2}$. Молярна маса речовини становить 414 г/моль. Визначте: а) формулу цієї речовини; б) масу атомів Гідрогену в 0,2 моль речовини.

Навчальні проекти

1. Використання полімерів — еколого-економічний аспект.
2. Альтернативні джерела енергії.
3. Екотрофологія — наука про екологічно безпечне харчування.
4. Виготовлення мила з мильної основи.
5. Дослідження хімічного складу їжі.
6. Хімічний склад жувальних гумок.
7. Хімічний склад засобів догляду за ротовою порожниною.
8. Друге життя паперу.
9. Джерела органічного забруднення території громади (мікрорайону).



ТЕМА 4

УЗАГАЛЬНЕННЯ ЗНАНЬ З ХІМІЇ

Якщо історію людства розглянути в «хімічному» аспекті, то її можна розділити на такі етапи:

1. Використання природних речовин без перетворення.
2. Перетворення природних речовин.
3. Синтез сполук, які існують у природі.
4. Синтез речовин, які не трапляються в природі.

§ 43. Будова речовин. Багатоманітність речовин і хімічних реакцій. Взаємозв'язки між речовинами та їх взаємоперетворення

Ознайомившись із матеріалом параграфа, ви пригадаєте:

- *основні поняття хімії: атом, молекула, елемент, хімічний зв'язок, електронегативність, хімічні реакції, кристалічні ґратки;*
- *генетичні зв'язки між класами речовин.*

Матерія — фундаментальне поняття, пов'язане з будь-якими об'єктами, що існують у природі. Один з основних видів матерії — *речовина*, яка може бути у вигляді *фізичних тіл* (матеріальних об'єктів), що мають масу, об'єм і відділені від інших фізичних тіл границями поділу.

Речовина складається з *атомів* (від давньогр. *ατομος* — неподільний). Цю ідею вперше висловив давньогрецький філософ Левкіпп, а розвинув його учень Демокріт 2400 років тому (а ще задовго до них — давньоіндійські філософи).

Уже в ХХ ст. науковці з'ясували, що атом складається з невеликого позитивно зарядженого (протонно-нейтронного) ядра та електронів, що рухаються навколо нього. У ядрі зосереджена майже вся маса атома.

Атоми певного виду називають *хімічними елементами*.

***Елемент* — це сукупність атомів з однаковим зарядом ядер (Z).**

Зі 118 відомих нині хімічних елементів 94 виявлені в природі, інші — створені штучно за останні кілька десятиріч у лабораторіях як результат складних фізичних експериментів.

Завдяки хімічним зв'язкам атоми можуть об'єднуватись у молекули і формувати *прості речовини*¹. Кожний хімічний елемент утворює як мінімум одну просту речовину. Однак іще у XVIII ст. було з'ясовано, що деякі елементи утворюють кілька простих речовин. Усі дані про такі речовини 1840 р. узагальнив шведський хімік Й. Берцеліус. Він же і дав назву цьому явищу: *алотропія* (давньогр. *αλλος* — інший, *τροπος* — властивість) — *утворення елементом кількох простих речовин*. Самі ж прості речовини назвали *алотропічними видозмінами (модифікаціями)*. Сьогодні відомо близько 400 простих речовин. Їх утворюють неметалічні (Сульфур, Карбон, Оксиген, Селен, Фосфор, Бор, Арсен, Германій) та металічні елементи (Кальцій, Скандій, Титан, Манган, Ферум, Кобальт, Стронцій тощо).

За нормальних умов одинадцять елементів (H, He, N, O, F, Ne, Cl, Ar, Kr, Xe, Rn) утворюють *газоподібні* прості речовини, два (Br, Hg) — рідини, решта — тверді тіла.

¹ Отже, слід розрізняти речовину як вид матерії та речовини як хімічні сполуки.

Хімічні властивості елемента визначають електрони зовнішнього енергетичного шару атома.

Згідно з теорією хімічного зв'язку, належність хімічних елементів до металічних чи неметалічних визначається здатністю їх атомів віддавати або приєднувати електрони в хімічних реакціях.

Найсильніше *металічні властивості* виражені в тих елементів, атоми яких найлегше віддають електрони. *Металічність* елемента (здатність виявляти металічні властивості) залежить від енергії, яку необхідно витратити для того, щоб відірвати від атома найслабше зв'язаний з ядром електрон і перетворити атом у позитивно заряджений йон (*енергії йонізації*). Що менша енергія йонізації, то легше атом віддає електрон і відповідно сильніше виявляє металічні властивості.

Неметалічні властивості проявляють елементи, здатні притягувати до себе електрони. Кількісною характеристикою *неметалічності* хімічного елемента є енергія, яка виділяється в разі приєднання електрона до нейтрального атома під час перетворення останнього в негативно заряджений йон (*спорідненість до електрона*).

Молекула — це найдрібніша частинка речовини, що складається із двох та більше атомів, має постійний якісний і кількісний склад. Молекула є найменшою частинкою речовини, що зберігає її хімічні властивості.

Є елементи, атоми яких не сполучаються один з одним. Прості речовини, які вони утворюють, складаються з окремих атомів. Групу таких газоподібних речовин називають інертними (благородними). Атоми решти елементів не можуть навіть короткий час перебувати в ізольованому стані. Вони вступають у взаємодію один з одним або з іншими елементами.

Молекули *складних речовин (хімічних сполук)* утворені різними елементами. Їх хімічні властивості залежать від типу атомів, з яких утворені молекули, їх кількості, характеру зв'язку між ними та їх просторового розташування. Ці обставини є причиною практично безмежного різноманіття хімічних сполук. Сьогодні їх відомо понад 100 млн. Зазвичай їх отримують штучно в результаті *хімічних реакцій*.

Хімічні реакції розрізняють:

- за типом перетворення реагентів (*сполучення, розкладу, заміщення, обміну*);
- за тепловим ефектом (*ендо- й екзотермічні*);
- за ознакою зміни ступенів окиснення (окисно-відновні й такі, що відбуваються без зміни ступеня окиснення елементів);
- за оборотністю (оборотні та необоротні).

Під час сполучення атомів виникає хімічний зв'язок.

Хімічний зв'язок — це явище взаємодії атомів, зумовлене перекриванням (усуспільненням) їх електронних хмар, що супроводжується зменшенням повної енергії системи.

Залежно від того, як здійснюється перерозподіл електронної хмари між атомами, розрізняють ковалентний, йонний, *металічний* та водневий види хімічного зв'язку. Цей перерозподіл відбувається відповідно до значень електронегативностей елементів, що беруть участь в утворенні сполуки.

Електронегативність — це умовна величина, яка характеризує здатність атомів елемента в хімічних сполуках притягувати до себе електрони, що беруть участь в утворенні хімічних зв'язків.

Що менша енергія йонізації елемента, то менша його електронегативність. Що більша спорідненість елемента до електрона, то більша його електронегативність. Сам термін, поняття і першу шкалу відносних електронегативностей увів американський хімік Л. Полінг. Значення електронегативності елементів коливаються в межах від 0,7 у Франція до 4 у Флуора.

Виникнення ковалентного зв'язку відбувається завдяки утворенню між атомами неметалічних елементів однієї або кількох спільних електронних пар.

Спільні електронні пари між атомами виникають завдяки наявності неспарених електронів зовнішнього енергетичного рівня (*валентних*), які й беруть участь в утворенні хімічного зв'язку.

Залежно від того, які атоми утворюють між собою спільні електронні пари — різних елементів чи однакових, — ковалентний зв'язок може бути *полярним* чи *неполярним*. Відповідно до цього і молекули будуть *полярними* або *неполярними*.

Якщо спільна електронна пара розміщена на однаковій відстані від атомних ядер обох атомів, такий зв'язок називають *ковалентним неполярним*. Він виникає між однаковими атомами (одного елемента) з утворенням простої речовини (H_2 , F_2 , N_2).

Якщо зв'язок утворюють різні елементи, спільна електронна пара дещо зміщена в бік одного з атомних ядер (більш електронегативного елемента). Унаслідок цього атоми набувають *часткового заряду*: більш електронегативний — часткового негативного (дельта мінус, δ^-), менш електронегативний — часткового позитивного заряду (дельта плюс, δ^+). Такий зв'язок називають *ковалентним полярним*.

Що більша різниця електронегативностей в атомів елементів, які зв'язуються, то сильніше відбувається зміщення електронної густини до більш електронегативного елемента.

Низка сполук з полярним ковалентним зв'язком, які містять Гідроген та елемент з високою електронегативністю (найчастіше Оксиген, Флуор, Нітроген), утворюють *водневий зв'язок*. Це різновид невалентного *міжмолекулярного зв'язку*, який виникає між атомами Гідрогену однієї молекули з поляризованим атомом іншої молекули внаслідок набуття ними протилежних *часткових електричних зарядів*.

Якщо різниця електронегативностей пари атомів, що утворюють зв'язок, не менша ніж 2,1 (за Полінгом), між ними утворюється *йонний зв'язок*.

Зазвичай йонний зв'язок утворюється між металічними і неметалічними елементами. Атоми металічних елементів віддають електрони і перетворюються на *катіони*. Атоми неметалічних елементів приєднують електрони і перетворюються на *аніони*. За звичайних умов такі сполуки — тверді кристалічні речовини.

Більшість речовин у твердому стані утворює кристали. Кожний кристал має просторовий каркас правильної форми у вигляді *кристалічних ґраток*.

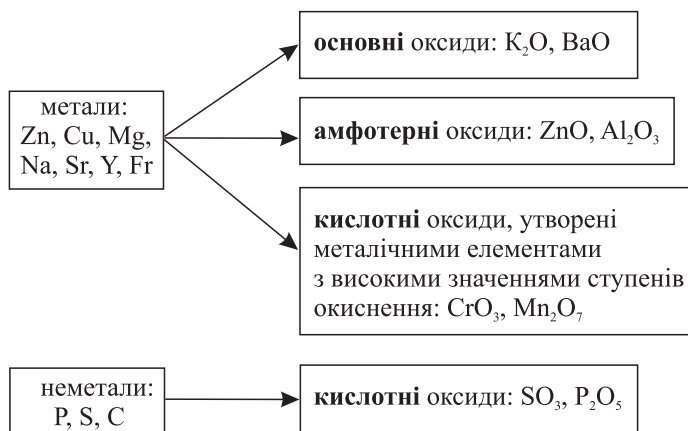
У вузлах *молекулярних ґраток* містяться молекули; вони зв'язані між собою міжмолекулярними зв'язками. Це речовини з ковалентним зв'язком: майже всі прості речовини-неметали (за винятком речовин, утворених атомами Карбону і Силіцію), багато складних неорганічних сполук (H_2O , NH_3 , HF тощо), усі органічні речовини з нейонним зв'язком.

У вузлах *атомних ґраток* розміщено атоми. Це так само речовини з ковалентним зв'язком. До них належать: алмаз, карборунд SiC , силіцій(IV) оксид SiO_2 , деякі інші неорганічні речовини. Такі речовини тверді, нелеткі, не розчиняються у воді, виявляють властивості діелектриків або напівпровідників.

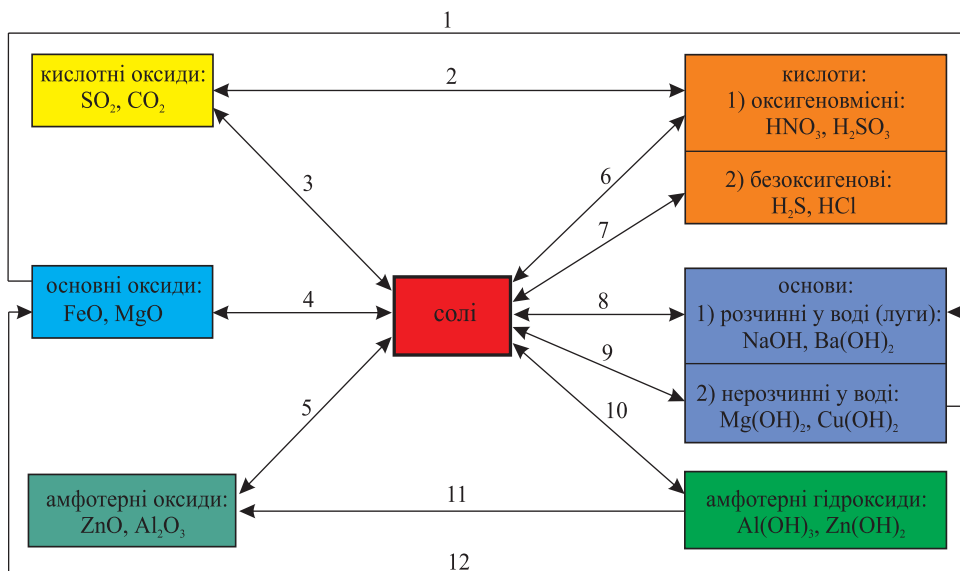
Йонні ґратки формують речовини з йонним типом зв'язку; вони зв'язані між собою електростатичними силами (ці сили міцніші за молекулярні, але слабші за атомні). Такі речовини тверді, крихкі, нелеткі, з доволі високими температурами плавлення й кипіння, у водних розчинах і в розплавах — провідники електричного струму.

Атоми металів відносно легко віддають валентні електрони не лише під час хімічних реакцій металів з іншими речовинами, а й під час утворення простих речовин (металів, їх сплавів). Електрони стають спільними. У речовинах, які утворені металічними хімічними елементами, між атомами виникає *металічний зв'язок*. Йони в кристалі розміщуються дуже щільно, але кристалічні ґратки різних металів різняться просторовою структурою і компактністю упаковки частинок, що й впливає на фізичні властивості цих металів.

Між класами речовин — простими (металами і неметалами) і складними (оксидами, кислотами, основами, солями) — наявний зв'язок і можливість взаємного переходу.



Зв'язки між класами неорганічних речовин, які ґрунтуються на одержанні речовин одного класу з речовин іншого класу, називають *генетичними*:



Аналогічні зв'язки наявні й між класами органічних речовин.



Контрольні запитання

1. Дайте визначення атома.
2. Які складові частини атома?
3. Чому простих речовин є значно більше, ніж хімічних елементів?
4. Які речовини називають простими, а які — складними? Наведіть приклади.
5. На які групи поділяють прості речовини? Наведіть приклади.
6. Які є типи хімічних зв'язків? Наведіть приклади.
7. Які особливості будови йонних сполук?
8. Чи можна сказати «молекула калій хлориду»? Відповідь аргументуйте.
9. Хімічна формула кальцій хлориду CaCl_2 . Яку інформацію несе ця формула?
10. Які загальні фізичні властивості металів?



Вправи та задачі

1. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення: $\text{K}_2\text{O} \xrightarrow{1} \text{KOH} \xrightarrow{2} \text{K}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{3} \text{KCl} \xrightarrow{4} \text{KNO}_3$.

Укажіть тип кожної з них. Чи є серед них окисно-відновні?

2. Укажіть формули речовини, які мають йонний тип зв'язку: OF_2 , KF , K_2O , CO_2 , BaCl_2 , NaCl . Відповідь поясніть.

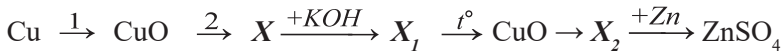
3. Напишіть рівняння реакцій, за якими, маючи лише цинк, сірку, натрій, купрум(II) сульфат і воду, можна одержати: а) дві основи; б) чотири солі.

4. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення: алюміній $\xrightarrow{1}$ алюміній хлорид $\xrightarrow{2}$ алюміній гідроксид $\xrightarrow{3}$ алюміній оксид $\xrightarrow{4}$ алюміній сульфат $\xrightarrow{5}$ магній сульфат $\xrightarrow{6}$ калій сульфат. Укажіть тип кожної з них. Чи є серед них окисно-відновні? Які?

5. Укажіть формули речовини, які мають ковалентний полярний вид зв'язку: H_2O_2 , Na_2O , PCl_3 , K_3N , Cl_2 , N_2 , NF_3 , CaF_2 . Відповідь поясніть.

6. Наведіть приклади металічних елементів, назви яких відрізняються від назв утворених ними металів.

7. Визначте невідомі речовини у схемі перетворень:



Напишіть рівняння відповідних реакцій, укажіть тип кожної з них. Які з них є окисно-відновними? Чи однозначні відповіді для речовин X і X_2 ? Якщо ні, то наведіть приклади.

§ 44. Місце хімії серед наук про природу, її значення для розуміння картини світу

Ознайомившись із матеріалом параграфу, ви:

- пригадаєте основні природничі науки та предмет їх вивчення;
- зможете оцінити роль хімічних знань у пізнанні природи.

Природничі науки — це сукупність наук, що вивчають явища навколишнього світу в живій та неживій природі. Хімія — одна з природничих наук, предметом її вивчення є речовини та їх перетворення. До природничих наук також належать:

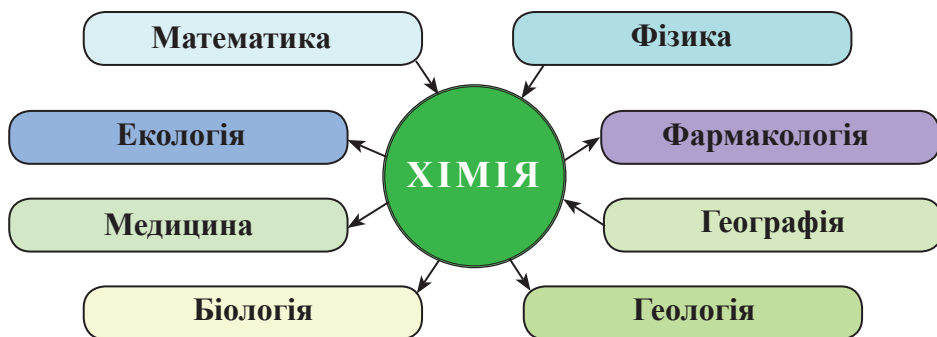
- астрономія — наука про Всесвіт;
- фізика — наука про склад і структуру матерії, а також про основні явища в неживій природі;
- біологія — наука про живу природу;
- науки про Землю (географія, геологія, геофізика) тощо.

Маючи спільні об'єкти дослідження, ці науки розвиваються в тісному взаємозв'язку і використовують схожі наукові методи досліджень: опис, спостереження, експеримент, створення теоретичних моделей.

Природа єдина, і хоча різні науки вивчають окремі питання, але мета в усіх одна — глибше пізнати її закони. Прикладів взаємодії наук у вивченні природи можна наводити багато. Важливо зрозуміти: дивлячись на світ очима астронома, фізика, хіміка, біолога чи географа, ми бачимо різні грані одного величного цілого — Природи.

Місце хімії серед наук про природу зумовлене предметом її вивчення й тісними зв'язками з іншими дисциплінами. Хімія вивчає склад, властивості речовин, їх взаємоперетворення. Хіміків також цікавлять явища, які супроводжують ці перетворення.

Хімія пов'язана з усіма природничими науками. Система наукових знань про природу і система методів кожної з наук перебувають у процесі взаємного доповнення та збагачення.



Хімія послуговується надбаннями фізики для дослідження структури речовини, використовує фізичні закони під час дослідження хімічних процесів. Вивчення хімічного зв'язку, окисно-відновних реакцій ґрунтується на знанні будови атома та його електронної оболонки. Поки фізики не з'ясували складну будову атома, періодичному закону бракувало теоретичного обґрунтування.

Здобутки хімії широко використовують:

- фізики, щоб дослідити проходження струму через метали; електричну провідність речовин та їх розчинів, роботу акумуляторів тощо; використовують періодичний закон для відкриття нових хімічних елементів

- біологи, вивчаючи хімічний склад та структури сполук, з яких сформовані живі організми; хімічні реакції, що відбуваються в клітинах; вплив на живі організми різних чинників: температури, радіаційного випромінювання, штучно створених речовин;

Володимир Іванович Вернадський

(1863–1945)

учений-природознавець, філософ, мислитель і громадський діяч, академік Російської академії наук, АН СРСР, один із засновників і перший президент Української академії наук, засновник Національної бібліотеки Української держави в Києві, яка нині носить його ім'я. Заклав основи сучасної мінералогії, геології, гідрогеології, геохімії, біогеохімії. Зробив вагомий внесок у кристалографію, біологію, палеонтологію, історію, космологію, філософію.



- екологи, вивчаючи властивості речовин для їх безпечного використання;
- геологи під час пошуку корисних копалин і виявлення їх складу, вмісту цінних речовин у мінералах, визначення складу ґрунтів; астрономи для визначення елементного складу атмосфери планет і складу космічних об'єктів: комет, астероїдів, зірок тощо.

Чому хімія міцно пов'язана з фізикою, біологією?

З курсу хімії основної школи ви знаєте, що під час хімічних реакцій відбуваються різні фізичні явища: поглинається або виділяється тепло, змінюється агрегатний стан речовин.

Хімія і фізика вивчають ті ж самі об'єкти — атоми, молекули, кристали, гази, рідини.

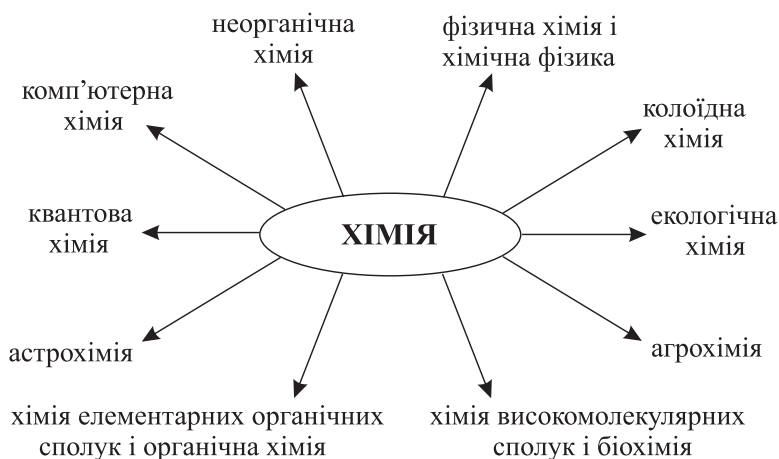
Ще у XVIII ст. міцний зв'язок цих двох природничих наук помітив і використав у своїй роботі видатний російський учений М. В. Ломоносов. Він написав: «Хімія без знання фізики подібна до людини, яка все повинна шукати навпомацки. І ці дві науки так з'єднані між собою, що одна без іншої досконалою бути не може».

Біологічні процеси в клітинах, тканинах так само пов'язані зі складними хімічними перетвореннями. Адже обмін речовин зумовлений послідовними хімічними реакціями, що відбуваються в живому організмі. У кожній клітині нашого організму відбувається понад три тисячі хімічних реакцій.

Межі між різними природничими науками дедалі більше стираються. У міру накопичення наукових знань не лише зростає кількість наукових дисциплін, — відбувається їх зближення і взаємопроникнення. На перетинах наук виникають нові природничо-наукові дисципліни: хімічна фізика, біохімія, біофізика, біогеохімія, астробіологія... Наприклад, біохімія (біологічна хімія) вивчає хімічний склад і структуру сполук, які містяться в живих організмах. Геохімія вивчає поширеність і міграцію хімічних елементів на Землі. Біогеохімія — галузь геохімії, пов'язана з біологічними науками. Її основоположником був В. І. Вернадський, який 1918 року в Києві організував першу у світі біогеохімічну лабораторію. Біогеохімія вивчає хімічний склад живої речовини, вплив живої речовини на міграцію хімічних елементів, їх розподіл, розсіювання та концентрування в корі Землі.

Важливий спосіб пізнання природи — моделювання хімічних структур і процесів. Комп'ютерні технології істотно розширили можливості його використання в хімії.

У процесі збагачення хімічними знаннями виокремились окремі галузі:



Вагомий внесок зробили хіміки в розвиток високих технологій генної інженерії та нанохімії (розділ хімії, де об'єктами вивчення є тіла, розмір яких коливається в діапазоні 1–100 нм; фізичні та хімічні властивості цих тіл суттєво залежать від їх розміру).

Хімія як елемент загальнолюдської культури — це засіб формування світогляду. Хоча б елементарними хімічними знаннями повинна оволодіти кожна цивілізована людина. Без них неможлива екологічно грамотна поведінка в побуті, на виробництві.

Хімія — дуже цікава і перспективна наука. У ній далеко ще не все вивчено. Щороку хіміки дивують світ своїми науковими відкриттями.



Рис. 44.1. Нобелівські лауреати з хімії 2016 р. (зліва направо): Жан-П'єр Соваж, Джеймс Фрейзер Стоддарт, Бернард Ферінга

Так, Нобелівську премію в галузі хімії 2016 р. отримали Ж.-П. Соваж, Д. Ф. Стоддарт і Б. Ферінга «за проектування і синтез молекулярних машин».

Керована мікроскопічна молекулярна «машина» настільки потужна, що може пересувати об'єкти, у 10 000 разів більші за себе. Відкриття вчених у майбутньому може бути застосоване для розробки нових наноматеріалів, датчиків і мікрочипів.

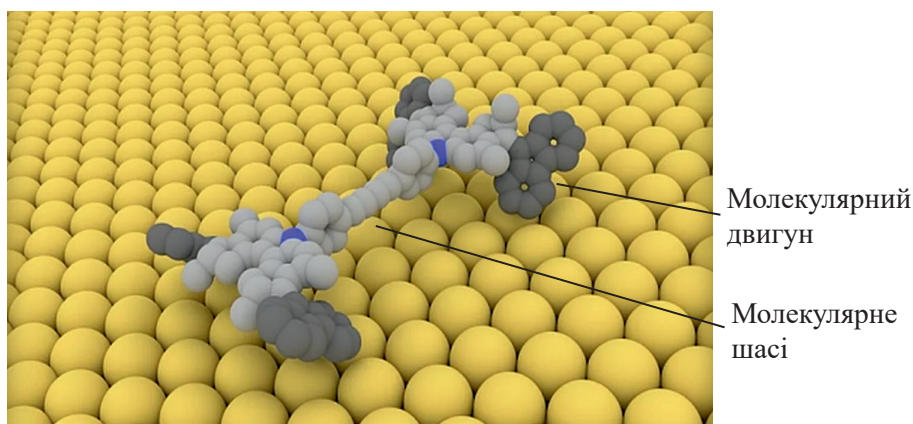


Рис. 44.2. Будова молекулярної машини



Підсумки

1. Хімія — одна з природничих наук, що вивчає речовини та їх перетворення.
2. У своїх дослідженнях хіміки спираються на досягнення інших природничих наук.
3. Найважливіші природничі науки: біологія, фізика, астрономія, географія, геологія, геофізика, екологія, біохімія, геохімія, біогеохімія тощо. Представники цих наук постійно використовують знання хімії.
4. Мета всіх природничих наук одна — глибше пізнати закони природи.
5. У процесі еволюції хімії з'явилися окремі галузі хімічних знань: органічна хімія, неорганічна хімія, фізична хімія, колоїдна хімія тощо.



Контрольні запитання

1. Назвіть науки, які вивчають природу.
2. Яку роль відіграють хімічні знання в біології, медицині?
3. Чому фізика тісно пов'язана з хімією?
4. Що вивчає геохімія, біогеохімія?
5. Назвіть видатних учених-хіміків, з відкриттями яких ви ознайомились у курсі хімії основної школи.

§ 45. Хімія та екологія

Ознайомившись із матеріалом параграфа, ви:

- дізнаєтесь про екологічні проблеми, які виникають під час виготовлення та використання хімічної продукції, про шляхи їх вирішення.

У ході розвитку хімії як науки виникла нова інженерна галузь — *хімічна технологія*. Вона розробляє найбільш екологічні й економічно доцільні методи і засоби хімічного перетворення сирих природних матеріалів на продукти споживання.

Раціональна організація екологічно чистого хімічного виробництва потребує залучення у сферу хімічних технологій безлічі дослідних галузей, пов'язаних з охороною природи, включаючи безпеку технологічних процесів та утилізацію відходів виробництва.

Хоча енергетика і транспорт мають більш потужний техногенний вплив на довкілля, ніж власне хімічні виробництва, однак методи хімічної технології залишаються провідними в розробці засобів охорони природи та спрямовані на мінімізацію кількості токсичних проміжних і кінцевих продуктів. Цим вони гарантують безпечну роботу промислових об'єктів.

До середини XIX ст. у навколишнє середовище потрапляла невелика кількість техногенних забруднювачів. Вони розкладались природним шляхом. Починаючи із другої половини XIX ст., з розвитком науково-технічної революції забруднення повітря, вод і поверхні Землі почало збільшуватись. Як результат, зникло багато видів рослин і тварин. Нераціональне використання досягнень науки в техніці та промисловості призводить до все більшого забруднення довкілля. Екологічна рівновага у ряді районів нашої планети перебуває під загрозою. Збільшення видобутку вуглеводневого палива несе із собою численні й часто не вирішені проблеми забруднення довкілля. За рік у середньому спалюють 22 млрд барелів нафти¹, 4,5 млрд т вугілля, 550 млрд м³ природного газу, наслідками чого є: руйнування озонового шару; парниковий ефект; кислотні опади; забруднення атмосфери оксидами Карбону (CO, CO₂), Сульфуру (SO₂, SO₃) і Нітрогену (NO, NO₂), сажею (C), золою.

Останнім часом у світі з'явилося багато наукових розробок у галузі електротранспорту, деякі з них уже активно втілюють у життя. Перспективним екологічно чистим паливом може стати водень. Під час його спалювання утворюється лише вода. Технологія розкладання води на водень і кисень не спричиняє жодного хімічного забруднення навколишнього середовища.

Прогресивні вчені закликають уряди всіх країн відмовитись від споживацького ставлення до ресурсів планети, берегти природу, її багатство для наступних поколінь.

¹ Американський нафтовий барель (нім. *Barrel* — діжка) — одиниця виміру об'єму нафти, дорівнює майже 159 л.



В Україні, за офіційними даними, протягом 2014 року утворилось 45 млн м³ лише побутових відходів, з яких 96,4 % захоронено на сміттєзвалищах.

У Європейському Союзі впроваджено розширену відповідальність виробника за переробку й утилізацію своєї продукції після її споживання. Щоб вирішити проблеми охорони довкілля, необхідно здійснити комплекс заходів. Цього можна досягнути за допомогою хімічних, фізико-хімічних та біохімічних методів. Зупинімося на деяких моментах зниження негативного впливу діяльності людини.

1. Розробка і впровадження маловідходних і безвідходних технологій. Для цього потрібно проводити повну очистку всіх викидів, утилізувати і повертати у виробництво всі відходи й побічні продукти.

2. Розробка і впровадження технологій, за якими найекономніше витрачають сировину, паливо, воду, інші ресурси. Такі технології істотно знижують навантаження на довкілля.

3. Пошук шляхів заміни шкідливих речовин у матеріалах на нешкідливі.

4. Розробка систем очистки газів і стічних вод. Такі системи є на кожному підприємстві, однак їх ефективність часто не дуже висока.

5. Розробка технологій переробки твердих відходів. Доволі часто ці відходи містять полімерні матеріали, метали та їх сплави, скло, папір, картон. Деякі безпечні тверді відходи, наприклад, можна використовувати для виробництва будівельних матеріалів, дорожніх покриттів тощо.

Охорона довкілля — це глобальна проблема, яка охоплює інтереси всіх земель. Тому міжнародне співробітництво в галузі екології з кожним роком дедалі більше розвивається.

Переробка відходів у розвинених країнах світу

Виділяють дві великі групи відходів — промислові, за утилізацію яких відповідають підприємства, що їх виробляють, і побутові, утилізацією яких займаються муніципалітети. Щорічно в Японії утворюється 400 млн т промислових, 50 млн т побутових відходів, що в перерахунку на душу населення становить 3,75 т. Це означає, що середній японець щодня «виробляє» 10 кг відходів, з них 1 кг — побутового сміття.

Для утилізації твердих побутових відходів (ТПВ), а щорічний їх приріст становить 3 %, застосовують: 1) сміттєзвалища; 2) сміттєспалювальні заводи (ССЗ); 3) роздільний збір ТПВ.

Організація *сміттєзвалищ* потребує створення спеціальних інженерних об'єктів — *полігонів захоронення ТПВ*. Основною вадою цього методу утилізації є забруднення території, підземних вод.

Перший *сміттєспалювальний завод (ССЗ)* було збудовано в Англії (1874). Там контроль за спалюванням сміття на звалищах було введено ще у XIII ст. Видами цього типу утилізації є:

- утворення легкої золи, яка містить оксиди і солі Бісмуту, Аргентуму, Стануму, Стибію, Купруму тощо. Ці речовини не повністю затримуються фільтрами і потрапляють в атмосферу (Плюмбум — 5 %, Кадмій — 12 %, Меркурій — 72 %).

Табл. 45.1. Порівняльна таблиця викидів шкідливих елементів під час спалювання сміття на ССЗ і вугілля на ТЕС (у мг на кг палива)

Елемент	ССЗ	Електростанція
Арсен	180	490
Барій	2100	1900
Берилій	4	30
Кадмій	500	30
Хром	650	370
Кобальт	140	40
Купрум	1450	300
Плюмбум	20 000	2100
Меркурій	>130	5
Стронцій	290	1800
Ванадій	160	850
Цинк	48 000	2800

- утворення високотоксичних шлаків, які потребують подальшої утилізації;
- утворення *мікробруднювачів* (діоксинів, хлоробензенів, хлорофенолів, поліароматичних вуглеводнів, поліхлоробіфенілів — понад 400 сполук, які спричиняють отруєння навіть у надзвичайно малих концентраціях);
- утворення інших токсичних газоподібних *продуктів неповного згоряння (ПНЗ)* — понад 100 сполук: оксиди Карбону, Нітрогену, Сульфуру; частина речовин, що не згоріла.

У структурі твердих побутових відходів 80 % припадає на три види:

- харчові відходи — 30 %;
- пакувальні матеріали і тара — 25 %;
- макулатура — 25 %.

Ще 20 % становлять автомобілі та побутові електроприлади, комп'ютери, одяг тощо.

Для всіх країн світу актуальна проблема промислової переробки ТПВ, основним екологічно небезпечним компонентом якого є пластик. Також виокремлюють такі групи небезпечних побутових відходів:

- продукти експлуатації автотранспорту (акумуляторні батареї, бензин, гас, дизельне пальне);
- відходи ремонту будинків і домашньої хімічистки (розчинники, фарби, лаки, клеї, азбест тощо);
- продукти побутової хімії, медикаменти, вибухонебезпечні речовини;
- прилади, що містять Плюмбум, Меркурій (термометри, тонометри), фреони;
- електронні прилади.

Із 3–4 т сміття утворюється 1 т шлаків і золи. Їх утилізація набагато дорожча, ніж захоронення необробленого сміття. Вода, яку використовують для охолодження цих відходів (2,5 т на 1 т сміття), також стає токсичною і потребує очищення. Отже, такі сміттєпереробні підприємства є малоефективними й екологічно небезпечними (не нижче 2 категорії безпеки). Їх необхідно обладнати потужними і дорогими системами очищення (>50 % вартості ССЗ). Слід зауважити, що найсучасніші фільтри не в змозі утримати рівень діоксинів у рамках європейських норм (найбільш ефективним методом вважається застосування додаткових пристроїв — каталітичних допалювачів). Крім того, вони можуть вийти з ладу.

¹ Циклічна економіка — це така економіка, у якій формується колообіг продуктів, матеріалів, ресурсів, а утилізацію виробу після закінчення терміну його прямого використання планують іще під час виготовлення.

Європейська комісія (орган виконавчої влади Євросоюзу) рекомендує:

- розвивати інфраструктуру вторинної переробки сміття та комбіновані виробництва енергії;
- виводити з експлуатації старі та менш ефективні ССЗ, утримуватись від будівництва нових;
- зменшувати державну підтримку виробництва енергії зі змішаних відходів.

Пріоритетними напрямками боротьби зі сміттям (у рамках переходу до циклічної економіки¹) вважають:

- запобігання утворенню відходів;
- підготовка до повторного використання товарів;
- роздільне збирання сміття;
- переробка (наприклад, анаеробний розклад органічних відходів і перетворення їх на біогаз і дігестат (добриво)¹);
- інша утилізація (спалювання відходів з високим рівнем енергії, що виробляється, переробка відходів у матеріали, що будуть використані як паливо);
- видалення (зокрема спалювання відходів з низьким рівнем енергії, що виробляється, а також використання газів зі сміттєзвалищ).

Найбільш прогресивним методом утилізації ТПВ є роздільний збір скла, паперу, текстилю, пластику, гуми, металу, харчових та електротехнічних відходів (побутові прилади, лампи, батарейки) з подальшою їх переробкою (такий сміттепереробний завод із комплексною переробкою ТПВ продуктивності 200 000 т на рік працює в японському місті Осака). Він передбачає високий рівень громадянської свідомості суспільства, розвиток відповідної інфраструктури, законодавчої бази.

Пріоритетом державного регулювання в Японії є сприяння утилізації побутових відходів та рециркулювання сировини. Так, збір макулатури там сягає 65 %, ступінь утилізації склопосуду доходить до 83 %. Якщо інертне сміття не вдається відправити на переробку, то його пресують у брикети і формують з них штучні острови. У затоці Осака створено острів для потреб міжнародного аеропорту. Так, о. Юменосіма будували майже 10 років, на ньому вже облаштовано стадіон, посаджено парк, а на о. Огасіма збудовано навіть металургійний завод.

І хоча Японія переробляє 90 % сміттєвих відходів, її громадяни дуже стурбовані, що цих відходів залишається занадто багато. Японці вже взяли за переробку чужого сміття, яке приносить до них море (щорічно 150 тис. т).

Одним з невдалих варіантів вирішення сміттевої проблеми, яким охоче користуються західні держави, є експорт побутового сміття в країни третього світу. 90 % сміття, що експортується, нині осідає в Китаї. У 2012 р. дохід Китаю за переробку сміття становив 177,4 млрд доларів.

¹ Із 2014 р. Мілан (Італія) досягнув майже повного збору харчових і органічних відходів (120 тис. тонн на рік). Завдяки цьому міський біогазовий завод виробляє на рік близько 36 тис. МВт-годин електроенергії, а також 14,4 тис. тонн добрив.



Для тих, хто хоче знати хімію глибше

На папір припадає 20–25 % побутового сміття. Повторна переробка 1 т паперу рятує життя 17 дерев, а також економить інші ресурси: 240 л бензину, 4 000 кВт-годин електроенергії, 260 т води. Вторинна переробка потребує удвічі менше електроенергії, дає на 2/3 менше шкідливих викидів. За останні 20 років використання паперу у світі збільшилось у 2,5 разу — від 92 до 208 млн тонн щорічно. Навіть уведення електронної документації не змінило цієї тенденції.

У водах Північного моря виявлено значну кількість речовин-забруднювачів¹. Близько 65 % з них принесено річками, 25 % — потрапили у воду з атмосфери, 10 % — наслідок прямих скидань, головним чином, стічних вод. У Середземне море щорічно потрапляє близько 430 млн тонн відходів.

Пластикове побутове сміття. Проблемою планетарного масштабу стала утилізація виробів із пластику. П'ять величезних (кілька мільйонів квадратних кілометрів) сміттєвих «островів» дрейфують океанами: по два — Тихим і Атлантичним, один — Індійським.

Ці «острови» складаються з різноманітного пластикового сміття, що виноситься річками в море і плаває на поверхні. Під впливом морських хвиль воно поступово перетирається на пил, утворюючи завись дрібних шматочків пластику від поверхні океану до 100 м углиб, і осідає на дно, стаючи причиною смерті багатьох морських мешканців, які поїдають його.



Рис. 41.2. Сміттєва пляма в гавані Маніли (Філіппіни)

¹ З ними вчені-екологи пов'язують масову (понад 11 тис.) загибель тюленів у 1987–88 рр., зростання захворюваності та смертності інших теплокровних, риб, ракоподібних, молюсків тощо.

Контрольні запитання

1. Назвіть основні джерела хімічного забруднення.
2. Як вирішують проблеми утилізації побутового сміття в розвинених країнах, зокрема в Японії?
3. Які відходи відносять до твердих побутових?

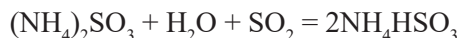


Вправи та задачі

1. На теплових електростанціях спалюють мазут, одержаний із сульфуровмісної нафти. Масова частка Сульфуру в нафті становить 1,6 %. Під час переробки нафти на мазут 85 % Сульфуру, що був у нафті, потрапляє в кінцевий продукт. Обчисліть об'єм сульфур(IV) оксиду, що виділиться під час спалювання 5 т мазуту (н. у.).

2. Сполуки Плюмбуму негативно впливають на довкілля і здоров'я людей. Для підвищення октанового числа моторного пального використовують *октан-коректор* — органічну речовину, що має формулу $Pb(C_2H_5)_4$. Обчисліть масу Плюмбуму (г), яка потрапить у повітря, якщо разом із вихлопними газами виділяється 96,9 г тетраетилсвинцю $Pb(C_2H_5)_4$.

3. Для поглинання сульфур(IV) оксиду з димових газів застосовують розчин амоній сульфіту. Відбувається реакція:



Який об'єм сульфур(IV) оксиду поглине 500 кг розчину з масовою часткою амоній сульфіту 20 % (н. у.)?

4. Протягом доби на одній з теплоелектростанцій спалюють 2 000 т вугілля. При цьому за допомогою спеціальних фільтрів вловлюють 120 т сульфур(IV) оксиду. Обчисліть масу сульфатної кислоти, яку можна одержати з 80 % одержаного за 30 днів оксиду.

5. Під час виплавляння міді відходами виробництва є гідроген сульфід H_2S . Його перетворюють на сульфур(IV) оксид. Обчисліть масу сульфур(IV) оксиду, яку можна одержати із 3 600 м³ гідроген сульфіду.

6. Одним із промислових способів одержання сірки є пропусканням сульфур(IV) оксиду (побічного продукту низки виробництв кольорової металургії) крізь розжарений кокс. Складіть рівняння відповідної реакції та обчисліть масу сірки, яку можна одержати з 2,24 м³ сульфур(IV) оксиду за умови достатньої кількості коксу.

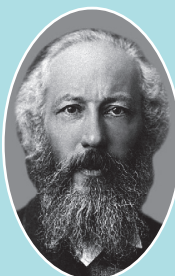
7. Відходом металургійної промисловості є шлак, який містить залізо. Для визначення вмісту заліза використовують розчин мідного купоросу. Визначте масову частку заліза, якщо після обробки 60 г шлаку розчином купрум(II) сульфату утворилось 1,2 г міді.

§ 46. Видатні вчені — творці хімічної науки

Ознайомившись із матеріалом параграфа, ви:

- дізнаєтесь про наукові установи хімічної галузі та їх досягнення;
- довідаєтесь імена вітчизняних учених-хіміків.

Хімічна наука на теренах України почала розвиватись у XIX столітті. До початку XX століття більшість наукових досліджень проводилось в університетах — Харківському, Одеському, Київському і Львівському — і політехнічних ін-



Микола Миколайович Бекетов
(1827 – 1911)

російський і український фізико-хімік, член Петербурзької академії наук, викладав хімію у Харківському університеті (1855–1887), уперше (з 1865 року) почав читати курс фізичної хімії як самостійної дисципліни. Створив теорію витіснення металів, установив ряд активності металів, відкрив метод відновлення металів (алюмотермію), дав формулювання закону діючих мас. Започаткував харківську фізико-хімічну школу. Автор сотень наукових праць із різних галузей хімії.



Микола Дмитрович Зелінський
(1861 – 1953)

видатний хімік-органік українського походження, академік АН СРСР. Основоположник органічного каталізу і нафтохімії. Створив перший сучасний протигаз. Розробив технологію виробництва синтетичного каучуку. Синтезував бензен з етину. Засновник і керівник кількох лабораторій Інституту органічної хімії АН СРСР. Заснував наукову школу хіміків-органіків.

ститутах, пізніше були засновані науково-дослідні інститути АН УРСР, які й нині демонструють найвищий рівень хімічної науки.

В одному з найдавніших в Україні Харківському університеті працювали:

- хіміки — В. Тимофєєв, Є. Хортинський, Г. Лагермарк, М. Ізмайлов, К. Красуський, А. Кіпріанов, І. Телетов, М. Комарь, Л. Литвиненко;
- фізико-хіміки — М. Бекетов, О. Ходнєв;
- біохіміки — О. Данилевський, І. Буланкін, В. Залеський;
- хімік-органік — О. Ельтеков.

Науково-дослідний інститут хімії був найпершим (1929) на території сучасної України науково-дослідним інститутом серед створених на базі Харківського університету. Сьогодні він складається з чотирьох наукових відділів: фізичної хімії та електрохімії розчинів, радіохімії та радіоекології, фізико-органічної хімії, теоретичної хімії та астрохімії. Має сертифікований центр стандартизації експериментальних даних, лабораторію міжмолекулярних взаємодій. У тематиці науково-дослідних робіт поєднано фундаментальні та прикладні напрямки.

В інституті також створено нові лікувально-профілактичні препарати для захисту організму людини від радіаційного впливу. Деякі з них уже успішно пройшли медичні випробування, налагоджено їх промисловий випуск. Інститут співпрацює з науковими центрами України та зарубіжжя (США, Польща, Велика Британія, Швеція, Туреччина).

В Одеському університеті наприкінці XIX – на початку XX ст. працював всесвітньо відомий хімік-органік М. Д. Зелінський.

Фізико-хімічний інститут імені О. В. Богатського НАН України (перший в Одесі інститут Академії наук) організовано 1977 року на базі лабораторій і Дослідного заводу Інституту загальної та неорганічної хімії АН УРСР. Його засновником і першим директором був академік АН УРСР Олексій Всеволодович Богатський, ім'ям якого з 1984 року названо інститут.

У 1983 році було створено науково-технічний комплекс, до складу якого, окрім Інституту, увійшли Дослідний завод та Спеціальне конструкторсько-технологічне бюро з Дослідним виробництвом, а згодом — Науково-технічний інженерний центр проблем водоочищення і водозбереження «Водообробка» (1992) та Державне хіміко-фармацевтичне підприємство «ІнтерХім-1» (1997). Інститут є засновником ВАТ «Сумісне українсько-бельгійське хімічне підприємство» та Спільного українсько-американського НВП «Нові матеріали і технології».

У Київському університеті з 1912 р. викладав колоїдну хімію А. В. Думанський, який широко розвинув цю галузь хімії.

На базі кафедри електронної хімії Дніпропетровського гірничого інституту 1927 року був створений Інститут фізичної хімії ім. Л. В. Писаржевського НАН України. Він став першим науково-дослідним інститутом хімічного профілю в Україні.

**Олександр
Володимирович
Палладін**

(1885 – 1972)

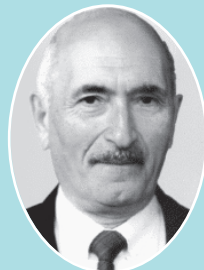
український біохімік, академік Академії наук України, Академії наук СРСР, Академії медичних наук СРСР, засновник наукової школи біохімії в Україні. З 1945 до 1970 р. очолював Український біохімічний інститут (з 1931 р. — Інститут біохімії АН України; сьогодні зветься його іменем). Основні наукові роботи присвячені біохімії тварин. Він досліджував вітаміни, амінокислоти, хімічний склад клітин нервової системи.



**Лев Мусійович
Ягупольський**

(1922 – 2009)

український хімік-органік, працював у галузі хімії флуоровмісних органічних сполук, розробник методу їх синтезу, засновник київської школи хімії Флуору. Вивчав барвники, рідкокристалічні сполуки, лікарські препарати тощо. Був членом редколегії та науковим редактором «Українського хімічного журналу» та інших видань, зокрема й міжнародних. У його доробку — 10 монографій, понад 800 наукових статей, 220 авторських свідоцтв і 40 патентів.





**Оксана Іванівна
Бодяк**

(1942 – 2005)

український кристалохімік. Доктор хімічних наук, професор, завідувач кафедри хімії Львівського національного університету ім. Івана Франка. Автор низки підручників і посібників. Визначила кристалічну структуру багатьох (понад півтисячі) хімічних сполук. Відкрила низку закономірностей утворення та будови інтерметалічних сполук. Була ініціатором наукової співпраці споріднених наукових установ України та Росії, Польщі, Німеччини, Італії, Франції, Швейцарії, США.



**Марія Василівна
Цебрєнко**

(нар. 1949)

український хімік. Доктор хімічних наук, професор кафедри технології полімерів і хімічних волокон Київського національного університету технологій та дизайну, академік Української технологічної академії, заслужений діяч науки і техніки України. Автор монографії, 250 наукових статей у провідних міжнародних і вітчизняних журналах, 20 патентів на наукові винаходи, зокрема в галузі розробки технологічних основ та нових технологій для отримання надтонких синтетичних волокон і фільтрів.

На сьогодні в Україні працює 26 науково-дослідних і проектних інститутів, серед них:

- Інститут загальної і неорганічної хімії ім. В. І. Вернадського;
- Інститут хімії високомолекулярних сполук із сектором нафтохімії;
- Інститут колоїдної хімії і хімії води ім. А. В. Думанського;
- Інститут біологічної хімії імені Ф. Д. Овчаренка;
- Інститут біохімії імені О. В. Палладіна;
- Фізико-хімічний інститут імені О. В. Богатського;
- Інститут органічної хімії;
- Інститут газу;
- Інститут хімії поверхні.



Підсумки

1. Зародження хімічної науки України відбулося ще в ХІХ ст. в Харкові. З першими науковими дослідженнями пов'язують прізвища видатних учених М. Бекетова, Л. Писаржевського, О. Ельтекова, М. Зелінського, А. Думанського.

2. Нині в Україні діє наукова школа хіміків, функціонує 26 наукових, науково-дослідних і проектних інститутів.



Контрольні запитання

1. Назвіть прізвища вчених-хіміків, які внесли вагомий вклад у розвиток вітчизняної хімічної науки.
2. Які науково-дослідні інститути працюють у хімічній галузі України?

§ 47. Хімічне виробництво в Україні

Ознайомившись із матеріалом параграфа, ви:

- *дізнається про хімічні виробництва України.*

Багато галузей промисловості, що мають хімічну основу — металургія, склоробне і керамічне виробництво, фарбування тканин тощо, — беруть свій початок із давніх часів. Тоді секрети технологічних процесів передавалися з покоління в покоління. Часто прагнення зберігати в таємниці метод стояло на шляху до вдосконалення технології. Прогрес відбувався повільно.

Бурхливий розвиток сучасної хімічної промисловості став можливим завдяки проникненню у виробництво наукового методу. Адже теоретичні й експериментальні досягнення природничих наук рано чи пізно знаходять застосування у промисловості. У міру вдосконалення технологій скорочується часовий проміжок між науковим відкриттям і його впровадженням у промисловість. У свою чергу, природничі науки, зокрема хімія, тісно пов'язані з виробництвом. Багато фундаментальних відкриттів зроблено завдяки промисловості.

Однак багато наукових досліджень було б не здійснено, якби промисловість не постачала речовини, конструкційні матеріали, необхідне обладнання.

У хімічній галузі нашої країни працює 350 тисяч осіб, з яких 300 — кандидати і доктори наук. Сьогодні в Україні функціонує понад 3200 підприємств і об'єднань хімічного профілю, які виробляють близько 20 тисяч найменувань різноманітної хімічної продукції. Провідні виробничі напрями, що супроводжуються галузевою хімічною наукою:

- чорна і кольорова металургія, виробництво мінеральних добрив;
- переробка природних вуглеводнів і целюлозно-паперове виробництво;
- цементне, склоробне і керамічне виробництво;
- виробництво стінових та інших будівельних матеріалів;
- виготовлення хімічних волокон, шин і гумотехнічних виробів;
- виготовлення пластмас і склопакетів;
- виробництво медикаментів, реактивів і особливо чистих речовин;
- вироблення органічних продуктів, товарів побутової хімії тощо.

Хімічні виробництва розташовані по всій території нашої держави, але найбільше їх сконцентровано на Донбасі, Придніпров'ї, Прикарпатті, на Півночі та в Центрі (поміркуйте чому). Наприклад, на Донбасі виробляють кокс, сплави, мінеральні добрива, пластмаси, хімічні волокна, гуму, сульфатну кислоту, лаки, фарби, каталізатори, хімічні засоби захисту рослин. Тут сформувались два потужні промислові вузли хімічної спеціалізації: Лисичансько-Рубіжанський (Луганська область) і Горлівсько-Слов'янський (Донецька область). Приблизно таку ж продукцію виробляють на Дніпропетровщині та Запоріжжі. Оскільки на Прикарпатті є родовища нафти, газу, калійної солі, сірки, добре розвинена деревообробна промисловість, то тут розвинулась переробка відходів деревини, переробка нафти,

газу, виробництво мінеральних добрив. Північ та Центр нашої країни спеціалізуються на виробництві синтетичних волокон, мінеральних добрив, товарів побутової хімії, лікарських препаратів.

Чимало виробничих потужностей хімічної промисловості України було введено в дію за останні десятиріччя. Наприклад, у Красноперекопську (АР Крим) налагоджено виробництво броду й титану, у Слов'янську (Донецька область) — соди, у Шостці (Сумська область) — хімічних волокон. Збудовано Івано-Франківський завод тонкого органічного синтезу, Сиваський аніліно-фарбовий завод, Рівненський та Черкаський заводи з виробництва мінеральних добрив.



Підсумки

1. Хімічний комплекс України налічує понад 3200 промислових об'єктів.
2. Хімічна промисловість значною мірою визначає науково-технічний прогрес інших галузей народного господарства.
3. Хімічна промисловість може створювати нові матеріали з певними властивостями.



Контрольні запитання

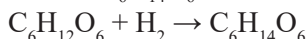
1. Чому тривалий час прогрес у розвитку технологій добування речовин відбувався дуже повільно?
2. Як співпрацює хімічна наука і промисловість?
3. Які хімічні виробництва функціонують в Україні?



Вправи та задачі

1. Значну частину етанової кислоти одержують з бутану: $C_4H_{10} \rightarrow 2CH_3COOH$. Обчисліть об'єм бутану, який необхідно витратити для добування 1,8 т етанової кислоти (н. у.).

2. Шестиатомний спирт сорбіт $C_6H_{14}O_6$ одержують із глюкози за реакцією:



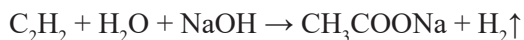
Який об'єм водню (m^3) необхідно використати для отримання 728 кг сорбіту (н. у.)?

3. Сульфур(IV) оксид, що виділяється як побічний продукт певних виробництв, за одним із способів відновлюється метаном до сірки за схемою:



Складіть схему електронного балансу та доберіть коефіцієнти. Обчисліть об'єм природного газу з об'ємною часткою метану 90 %, необхідний для відновлення $336 m^3$ сульфур(IV) оксиду.

4. У XIX ст. був розроблений метод добування натрій етаноату з етину за схемою:



Обчисліть об'єм етину, необхідний для добування 24,6 кг натрій етаноату.

ТЕРМІНОЛОГІЧНИЙ ПОКАЖЧИК

- А**
Аерозоль 18
алебастр 35
алкан 121, 126, 160
алкоголь 155
алотропія 117, 213
альбумін 192, 194
амілоза 184
амілопектин 184
амін 190
амінокислота 191
– аміноетанова 191
– незамінна 191
– протеїногенна 191
амоніак 13, 97
анод 42
аніон 42
асоціат 25
атом 11, 84, 213
ацетати 162
ацетат-іон 162
ацетилен 124, 128
- Б**
Бавовна 188
бáрель 223
бензин 107, 135, 148
білки 191
біоаккумуляція 203
біогеохімія 220
біополімер 191
біоциди 203
біохімія 220
- В**
Відновник 84, 87
відновлення 84, 89
вітаміни 169, 176, 182
вода 19, 26, 31, 59, 170
водневий показник 54
- волокна 167, 186, 197
вугледень 118, 134
вуглеводи 174
вулканізація 200
- Г**
Газ: болотний 123, 148
– природний 139, 148
– рудниковий 148
– супутній нафтовий 148
газифікація 142, 150
геохімія 119, 220
гель 19, 184
гігроскопічність 149
гідратація 31
гідроксиди 6
гідроліз 169, 180, 184, 192
гідрофільність 170
гідрофобність 170
гліцерин 157
гліцерол 157, 170
глюкоза 94, 175
гниття білка 193
гомологи 126
гомологічна різниця 126
гомологічний ряд 126
гума 148, 196, 200
- Г**
Гратки кристалічні 14, 216
– атомні 14, 217
– йонні 14, 217
– металічні 217
– молекулярні 14, 216
- Д**
Декстрини 185
денатурація білка 193
детергенти 205
детонація 151
диполь 12
- дисахарид 174, 179
дисперсна система 18
дисперсна фаза 19
дисперсне середовище 19
- Е**
Екологія 219
електроліт: 40, 61
– сильний 55
– слабкий 56
електронегативність 11
електронний газ 40
елемент 213
елемент-органоген 118
емульсія 18, 59, 169, 171
естери 166
еталонна кольор. шкала 59
етан 126
етанол 153
етен 130
етилен 131
етин 141
- Ж**
Жири 167, 168
- З**
Забруднювачі 202, 205
завись 19
зв'язок: водневий 22, 155
– йонний 13, 215
– ковалентний 11, 118,
– кратний 11, 117, 130
– металічний 40, 217
– пептидний 192
– полярний 12, 215
– неполярний 11, 215
– хімічний 11, 123, 213
- золь 18
- І**
Інгібітор 111
індикатор 58

іржавіння 97
Йон 40, 61
Капілярна система 18
капрон 199
карамель 176, 180
карамелізація 180
карбоновий ланцюг 114
карбонові кислоти 160
– вищі (жирні) 165
– нижчі 161
каталізатор 111
катіон 42
катод 42
каучук 196, 200
кислота: бутанова 162
– етанова 160
– лимонна 162
– лінолева 166
– ліноленова 166
– льодяна оцтова 160
– маргарінова 169
– масляна 163, 169
– метанова 162
– молочна 162
– мурашина 162
– олеїнова 166
– оцтова 160
– пальмітинова 168
– стеаринова 166
– сульфатна 32
– щавлева 162
кислоти (клас) 5, 51
кластер 25
клітковина 174, 186
кокс 96, 107, 150
коксування 150
236

колоїдний розчин 19
кольорові реакції білків 193
кристалогідрати 34
кристалізація 34
крохмаль 94, 174, 184
крохмальна патока 185
крохмальний клейстер 184
ксенобіотики 203
Лакмус 58
лактоза 179
латекс 196
ліпіди 168
луги 8, 41, 57
Метан 121, 126, 148
метанол 153, 166
метиловий оранжевий 58
мило 170
мідний купорос 35, 38
молекула 214
мономер 143
мономерна ланка 143
моносахарид 175
Найлон 199
нафта 148, 203
неелектроліт 42
нормальні умови (н. у.) 29
Обвуглення сахарози 182
окисник 84, 86
окиснення 84, 89
оксиди 5, 6
октанове число 151
омилення 170
основи 5, 51
оцет 162
оцтова есенція 162
Паливо 99, 105, 202

пальне 150
папір 187, 188, 209, 224
парафін 134
пестициди 204, 206
піна 18
пінопласт 199
пінополіуретан 199
піроліз 177
пластмаса 196, 198
плексиглас 199
поліакрилат 199
поліамід 199
полівінілхлорид 198
поліетилен 142, 198
полікарбонат 199
полімер 142
поліпептид 191
поліпропілен 198
полісахарид 174, 184
полістирен 199
пористе тіло 18
протеїн 191
Рафінування цукру 182
реактопласти 196, 199
реакції: горіння 95, 100, 134
– диспропорціонування 97
– екзотермічні 99
– ендотермічні 101
– заміщення 77
– зворотні 113
– йонного обміну 73
– необоротні 113
– обміну 63, 68, 78
– оборотні 113
– окисно-відновні 84
– прямі 108

- розкладу 77, 87
- сполучення 76
- якісні 68, 158, 185
- ректифікація 149
- речовина 213
- розчин: істинний 19
 - кислий 57
 - лужний 57
 - насичений 27
 - нейтральний 57
 - ненасичений 27
 - пересичений 29
- розчинність 26
- Сапа 162
- сахароза 174, 179
- сивушні масла 156
- сироп 180
- сода кристалічна 34
- солі 5, 52
- сольватація 31
- сорбіт 178
- спирт: двохатомний 153
 - етиловий 153
 - метиловий 153, 166
 - одноатомний 153
 - трьохатомний 157
 - шестиатомний 178
- структури білка 192
- студень 19
- ступінь: дисоціації 54
 - окиснення 80
 - полімеризації 143
- суміш 18
- суспензія 17, 18
- Тверді побутові відходи 209
- тепловий ефект 32, 99, 101
- теплота згоряння 105, 107
- термопласти 196, 198
- тетраетилсвинець 151
- тефлон 131, 145, 198
- тригліцерид 167
- Фенолфталейн 58
- фермент 111, 169, 178, 185
- фосфоліпід 167
- фотосинтез 174, 184
- фруктоза 174, 177, 185
- Хлорофіл 94, 174
- Целюлоза 174, 186
- центрифугування 181
- цетанове число 151
- цукрова пудра 110, 181
- цукор: буряковий 174, 180
 - виноградний 174
 - молочний 179
 - рафінований 182
 - свинцевий 162
 - солодовий 179
 - тростинний 174, 180
 - фруктовий 174, 177
- Шовк ацетатний 162, 187

ВІДПОВІДІ

- § 2. 10. 284 г. 11. 26,88 л. 12. $3,01 \cdot 10^{23}$. 13. 42 г, 24,5 г. 14. 112 л; 15. 0,7 моль. 16. 102,4 г. 17. 13,44 л.
- § 3. 1. 0,2. 2. 25 %. 3. 160 г. 4. 17,6 %. 5. 70 г. 6. 0,35 моль. 7. 40 %. 8. 20 %. 9. 474,5 мл. 10. 107 мл.
- § 4. 1. $5,98 \cdot 10^{-21}$ г. 2. $1,204 \cdot 10^{25}$ атомів Н; $6,02 \cdot 10^{24}$ атомів О. 3. 90 мл. 4. 27,78 моль.
- § 5. 3. 160 г. 4. 0,0385 г. 5. 172 г. 7. 61,5 г. 8. 70 г.
- § 6. 1. 16,25 г. 2. 175,2 г. 3. 4,6 г. 4. 20 г. 5. 27,4 %. 6. 0,16.
- § 7. 2. 42,2 г $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, 197,8 г H_2O . 3. 135 г. 5. 11 %. 6. 9,8 %. 7. 155,2 мл. 8. 13,3 %. 9. $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. 10. 3. 11. $\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.
- § 8. 4. 145,2 г. 6. 0,674. 7. 16 %.
- § 9. 3. $9,03 \cdot 10^{23}$. 4. 3 г. 5. 36 г.
- § 10. 5. 13,9 %. 7. 19,3 %. 8. Калій сульфат. 9. $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$.
- § 11. 5. 0,1 моль.
- § 12. 7. а) 23,4 г; б) 9,7 %.
- § 14. 3. 28,4 г. 6. а) 0,15; б) 0,11.
- § 16. 4. 142, 142 г/моль, 0,2 моль.
- § 17. 6. Манган, 25. 7. Ніроген.

- § 18. 4. Гідроген пероксид. Може бути й окисником, і відновником.
- § 22. 3. 200 г. 4. 8,96 л.
- § 23. 2. а) 60 г/моль; б) 4. 3. $C_2H_4O_2$. 4. 2,4 г. 5. 4. 6. $C_2H_4Cl_2$. 7. 86 г/моль, 4,3. 8. а) $CH_4(г) + 2O_2(г) \rightarrow CO_2(г) + 2H_2O(г)$; $\Delta H = -890,3$ кДж; б) 2240 л.
- § 24. 1. 8. 2. 12 г. 3. 42 л. 4. 896 л. 5. 85 г/моль. 6. 92,2 %. 7. 80 г. 8. 17,92 л. 9. 20,8 г. 10. 25 %. 11. 1120 л. 12. 448 л. 13. 127,5 г.
- § 25. 1. 24 г. 2. 220 г. 3. 2. 4. C_7H_{16} . 6. 1,375. 7. 30 г; 22,4 л. 8. 12,54 л. 9. $C_3H_6Cl_2$.
- § 26. 1. 1,16 г/л. 2. 7; 3. 85,7 %. 4. 0,42 г. 5. $2,41 \cdot 10^{23}$ молекул, $1,45 \cdot 10^{24}$ атомів. 6. 224 л. 7. $6,02 \cdot 10^{23}$ атомів. 10. 2,8 г.
- § 27. 1. 81,8 %, 82,8 %. 2. 21 л; 4. 0,6 моль. 5. 45 моль. 6. 56 л. 7. 83,3 % і 16,7 %. 8. 865 м³.
- § 28. 1. 1,6 л. 2. 1250 м³. 3. 1200 мл. 4. 400 мл. 5. 5 м³. 6. 3960 мл. 7. 200 л. 8. 600 м³.
- § 29. 1. 1800. 2. в) 42; 4. 39 900. 5. 1000.
- § 30. 1. 80 %. 2. 24,6 м³. 3. 10050 л. 4. а) 180 кг; б) 672 м³. 5. а) 1500 м³ CO; 4500 м³ H₂; б) 1205 г. 6. 28,8 г; 53,76 л. 7. 89,6 м³.
- § 31. 1. 336 л. 2. 25 %. 3. 10,08 л. 4. 26,7 %. 5. 41,5 л. 6. 27,6 %. 7. 6 моль. 8. 18,4 г. 9. 4,8 г.
- § 32. 1. 52,2 %. 2. 0,25. 4. а) 31,36 л; б) 117,6 л. 5. 17. 6. 0,9 %. 9. 30 %. 10. 11,25 %. 11. 35,7 мл. 12. 33,8 %. 13. 40,32 л. 14. 34,72 л. 15. 24,64 л.
- § 33. 1. 5,6 л. 2. 4,48 л. 4. 8 %. 6. 79,5 г. 7. 54 г. 8. 400 мл. 9. 88 %. 11. 2,4 г. 12. 6 г CH₃COOH, 5,6 г KOH. 13. а) 5,6 л; б) 20%. 14. 205,9 г. 15. а) 12 г; б) 18 г; в) 120 г.
- § 34. 1. 3,5 моль. 4. 12,1 %. 5. 75,4 %. 6. 241,5 г. 7. 184,1 г. 8. 265,5 г. 9. а) 14,2 г; б) 497 г; в) 5,68 г.
- § 35. 1. 56,8 г. 2. 184,4 г. 3. 0,4 моль. 4. 13,3 %. 5. 71,8 %. 6. 5112 кг.
- § 36. 1. 40 %. 2. 288 мл. 3. 33,6 л. 4. 7,5 %. 5. а) 135 кг; б) 150 кг. 6. 178,5 л. 7. 10500 м³. 8. 47,8 %. 9. 30 %. 10. 315 г.
- § 37. 1. 70 г, 280 мл. 2. 42,1 % C, 51,5 % O. 3. 540 г. 5. 134,4 л. 6. 23,75 %. 7. 28,5 %. 8. 18,2 %. 9. 86,4 г. 10. 20 моль. 11. 13,6 %. 12. 12,5 %. 13. 16,7 %. 14. 2,5 моль.
- § 38. 2. 2700 кг. 3. 2250 кг. 4. 201,6 м³. 5. 3,1 кг. 6. $1,204 \cdot 10^{23}$. 7. 79,2 г. 8. 0,75 м³. 9. 1075,2 л. 10. $2,65 \cdot 10^{24}$. 11. 0,1 моль. 12. 90 кг. 13. 38 кг. 14. 20,4 моль.
- § 39. 2. 36,4 г. 3. 222 г. 4. 6,7 г. 6. 112 г. 6. 195 г.
- § 40. 1. 98,25 г. 2. 177. 3. а) 26 г, б) 336 л. 4. 13,44 л. 5. 37,2 %. 6. 26,88 л.
- § 41. 1. а) $C_{16}H_{16}O_2$; б) 240 г/моль; в) 80 %. 2. а) $C_{14}H_9Cl_5$; б) 354,5 г/моль; в) 50 %.
- § 42. 1. 66,6 %. 2. 170,4 г. 3. 32,13 %. 4. а) $C_6H_6Cl_6$; б) $1,806 \cdot 10^{25}$. 5. 13,06 г; 6. 356 г. 7. $2,107 \cdot 10^{24}$. 8. а) $C_{10}H_{10}Cl_8$; б) 2 г.
- § 45. 1. 47,6 м³. 2. 62,1 г. 3. 19,3 м³. 4. 4410 т. 5. 10 286 кг. 6. 3,2 кг. 7. 1,75 %.
- § 47. 1. 336 м³. 2. 89,6 м³. 3. 249 м³. 4. 6720 л.

У підручнику використано ілюстрації з інтернет-ресурсів:

<http://www.thought.co>; lyubosvit; ua.depositphotos.com; my.modern.net; edufuture.biz; en.wikipedia.org; slidershare.net; chemistry-chemists.com; myshared.ru; by.all.biz; газнаав-то07.рф; agroinvestor.ru; zaknews.in.ua; riatomsk.ru; uraloxygen.ru; novostimira.com.ua; medplast.com.ua; pattaya4you.ru; nasamoletah.ru; spokoino.ru; namillion.ru; luminofor.ru; кондигтер-мастер.рф; best-vanna.kiev.ua; demiart.ru; stroim-gramotno.ru; krugosvet.ru; rost-pack.com.ua; tplastik.com.ua; wikiwand.com; ru.wikipedia.org; radio.cz; cat-779.livejournal.com; greenpower.com.ua; panoramio.com; yrok.pp.ua; autopro.com.vn; popmech.ru; ballon.com.ua; energoberezhenie.com; vopros-remont.ru; uokb.ru; geektimes.ru; 4178216.zhovta.info; remtehdom.ru; board.kompass.ua; hyser.com.ua; tehlib.com.

ЗМІСТ

Повторення.....	4
§ 1. Повторення найважливіших питань курсу хімії 8 класу.....	5
§ 2. Хімічний зв'язок і будова речовини.....	11
Тема 1. Розчини.....	17
§ 3. Поняття про дисперсні системи. Колоїдні та істинні розчини.....	18
§ 4. Будова молекули води. Водневий зв'язок.....	23
§ 5. Розчинність речовин, її залежність від різних чинників.....	26
§ 6. Теплові явища, що супроводжують розчинення речовин.....	31
§ 7. Кристалогідрати. Розв'язання задач на приготування розчинів із кристалогідратів.....	34
§ 8. Електроліти і неелектроліти.....	40
§ 9. Явище електролітичної дисоціації.....	45
§ 10. Електролітична дисоціація кислот, основ і солей у водних розчинах.....	50
§ 11. Ступінь електролітичної дисоціації. Сильні та слабкі електроліти, рН розчину.....	54
§ 12. Іонно-молекулярні рівняння.....	61
§ 13. Якісні реакції на деякі йони.....	68
Тема 2. Хімічні реакції.....	75
§ 14. Класифікація хімічних реакцій за кількістю і складом реагентів та продуктів реакції.....	76
§ 15. Ступінь окиснення.....	80
§ 16. Окисно-відновні реакції.....	84
§ 17. Процеси окиснення і відновлення. Окисники і відновники.....	86
§ 18. Складання рівнянь окисно-відновних реакцій.....	91
§ 19. Значення окисно-відновних процесів у природі, промисловості та житті людини.....	96
§ 20. Термохімічні рівняння. Тепловий ефект хімічної реакції.....	102
§ 21. Швидкість хімічних реакцій, залежність швидкості реакцій від різних чинників.....	108
§ 22. Оборотної та необоротні реакції.....	113
Тема 3. Початкові поняття про органічні сполуки.....	116
§ 23. Органічні сполуки.....	117
§ 24. Вуглеводні. Метан.....	121
§ 25. Гомологи метану (алкани).....	126
§ 26. Етен і етин.....	130
§ 27. Горіння вуглеводнів.....	134
§ 28. Обчислення об'ємних відношень газів за хімічними рівняннями.....	137
§ 29. Поняття про полімери на прикладі поліетилену.....	142
§ 30. Поширення вуглеводнів у природі. Застосування вуглеводнів.....	148
§ 31. Спирти. Етанол.....	153
§ 32. Гліцерол.....	157
§ 33. Етанова кислота.....	160
§ 34. Вищі карбонові кислоти. Поняття про жири.....	165
§ 35. Властивості жирів. Мило.....	168
§ 36. Вуглеводи. Глюкоза.....	174
§ 37. Сахароза.....	178

§ 38. Крохмаль. Целюлоза.....	184
§ 39. Білки. Склад і будова. Біологічна роль амінокислот і білків.....	191
§ 40. Природні та синтетичні органічні сполуки.....	196
§ 41. Основні органічні забруднювачі довкілля.....	202
§ 42. Стійкі органічні забруднювачі (СОЗ). Захист довкілля від органічних забруднювачів.....	208
Тема 4. Узагальнення знань з хімії.....	212
§ 43. Будова речовин. Багатоманітність речовин і хімічних реакцій. Взаємозв'язки між речовинами та їх взаємоперетворення.....	213
§ 44. Місце хімії серед наук про природу, її значення для розуміння картини світу.....	218
§ 45. Хімія та екологія.....	223
§ 46. Видатні вчені — творці хімічної науки.....	230
§ 47. Хімічне виробництво в Україні.....	233
Термінологічний покажчик.....	235

Навчальне видання
 БЕРЕЗАН Ольга Веніамінівна

Хімія

Підручник для 9 класу загальноосвітніх навчальних закладів

Рекомендовано Міністерством освіти і науки України

Видано за рахунок державних коштів.

Продаж заборонено

Редактори: *Сергій Дунаєвський, Володимир Тарнопольський*
 Літературний редактор *Інна Атаманюк*
 Дизайнер обкладинки *Віталій Нехай*

Виготовлено згідно із СОУ 22.2-02477019-07:2012
 Формат 70×100/16. 19,44 ум. др. арк., 18,63 обл.-вид. арк. Тираж 19736. Замовлення № 12-17
 Видавець і виготовлювач Редакція газети «Підручники і посібники».
 46000, м. Тернопіль, вул. Поліська, 6а. Тел.: (0352) 43-15-15; 43-10-21
 Збут: zbut@pp-books.com.ua Редакція: red@pp-books.com.ua Виробництво: print@pp-books.com.ua
www.pp-books.com.ua

Свідоцтво про внесення суб'єкта видавничої справи до державного реєстру видавців, виготівників і розповсюджувачів видавничої продукції серія ДК № 4678 від 21.01.2014 р.

Надруковано з готових файлів на ПрАТ «Львівська книжкова фабрика «Атлас»
 79005, м. Львів, вул. Зелена, 20. Тел. (032) 276-45-80
atlas_book_2@ukr.net

Свідоцтво про внесення суб'єкта видавничої справи до державного реєстру видавців, виготівників і розповсюджувачів видавничої продукції серія ДК № 1110 від 08.11.2002 р.