ВИДАВНИЦТВО
РАНОК

О. В. Григорович

Інтернет-підтримка

# ХІМІЯ

# 9 КЛАС

# Періодична система хімічних елементів (короткий варіант)

| Групи / Періоди | А I Б | А II Б | А III Б | А IV Б | А V Б | А VI Б | А VII Б | А VIII Б | | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| 1 | **H** 1; 1,0079; $1s^1$; 2,20; Гідроген, Водень | | | | | | (H) | **He** 2; 4,0026; $1s^2$; —; Гелій | | |
| 2 | **Li** 3; 6,941; $2s^1$; 0,98; Літій | **Be** 4; 9,012; $2s^2$; 1,57; Берилій | **B** 5; 10,81; $2s^22p^1$; 2,04; Бор | **C** 6; 12,011; $2s^22p^2$; 2,55; Карбон, Вуглець | **N** 7; 14,0067; $2s^22p^3$; 3,04; Нітроген, Азот | **O** 8; 15,999; $2s^22p^4$; 3,44; Оксиген, Кисень | **F** 9; 18,998; $2s^22p^5$; 3,98; Флуор, Фтор | **Ne** 10; 20,180; $2s^22p^6$; —; Неон | | |
| 3 | **Na** 11; 22,990; $3s^1$; 0,93; Натрій | **Mg** 12; 24,305; $3s^2$; 1,31; Магній | **Al** 13; 26,982; $3s^23p^1$; 1,61; Алюміній | **Si** 14; 28,086; $3s^23p^2$; 1,90; Силіцій | **P** 15; 30,974; $3s^23p^3$; 2,19; Фосфор | **S** 16; 32,06; $3s^23p^4$; 2,58; Сульфур, Сірка | **Cl** 17; 35,453; $3s^23p^5$; 3,16; Хлор | **Ar** 18; 39,948; $3s^23p^6$; —; Аргон | | |
| 4 | **K** 19; 39,098; $4s^1$; 0,82; Калій | **Ca** 20; 40,078; $4s^2$; 1,00; Кальцій | **Sc** 21; 44,956; $3d^14s^2$; 1,36; Скандій | **Ti** 22; 47,867; $3d^24s^2$; 1,54; Титан | **V** 23; 50,942; $3d^34s^2$; 1,63; Ванадій | **Cr** 24; 51,996; $3d^54s^1$; 1,66; Хром | **Mn** 25; 54,938; $3d^54s^2$; 1,55; Манган | | **Fe** 26; 55,845; $3d^64s^2$; Ферум, Залізо; 1,83 | **Co** 27; 58,933; $3d^74s^2$; Кобальт; 1,88 | **Ni** 28; 58,693; $3d^84s^2$; Нікол, Нікель; 1,91 |
| | **Cu** 29; 63,546; $3d^{10}4s^1$; Купрум, Мідь; 1,90 | **Zn** 30; 65,38; $3d^{10}4s^2$; Цинк; 1,65 | **Ga** 31; 69,72; $4s^24p^1$; 1,81; Галій | **Ge** 32; 72,63; $4s^24p^2$; 2,01; Германій | **As** 33; 74,922; $4s^24p^3$; 2,18; Арсен | **Se** 34; 78,96; $4s^24p^4$; 2,55; Селен | **Br** 35; 79,904; $4s^24p^5$; 2,96; Бром | **Kr** 36; 83,798; $4s^24p^6$; 3,00; Криптон | | |
| 5 | **Rb** 37; 85,468; $5s^1$; 0,82; Рубідій | **Sr** 38; 87,62; $5s^2$; 0,95; Стронцій | **Y** 39; 88,906; $4d^15s^2$; 1,22; Ітрій | **Zr** 40; 91,22; $4d^25s^2$; 1,33; Цирконій | **Nb** 41; 92,906; $4d^45s^1$; 1,60; Ніобій | **Mo** 42; 95,96; $4d^55s^1$; 2,16; Молібден | **Tc** 43; [97,91]; $4d^55s^2$; 1,90; Технецій | | **Ru** 44; 101,07; $4d^75s^1$; 2,20; Рутеній | **Rh** 45; 102,905; $4d^85s^1$; 2,28; Родій | **Pd** 46; 106,4; $4d^{10}$; 2,20; Паладій |
| | **Ag** 47; 107,868; $4d^{10}5s^1$; Аргентум, Срібло; 1,93 | **Cd** 48; 112,41; $4d^{10}5s^2$; Кадмій; 1,69 | **In** 49; 114,82; $5s^25p^1$; 1,78; Індій | **Sn** 50; 118,71; $5s^25p^2$; Станум, Олово; 1,96 | **Sb** 51; 121,75; $5s^25p^3$; 2,05; Стибій | **Te** 52; 127,60; $5s^25p^4$; 2,10; Телур | **I** 53; 126,904; $5s^25p^5$; 2,66; Йод | **Xe** 54; 131,29; $5s^25p^6$; 2,60; Ксенон | | |
| 6 | **Cs** 55; 132,905; $6s^1$; 0,79; Цезій | **Ba** 56; 137,34; $6s^2$; 0,89; Барій | *57 **La**; 138,905; $5d^16s^2$; Лантан; 1,10 | 72; 178,49; $5d^26s^2$; Гафній; 1,30 **Hf** | 73; 180,948; $5d^36s^2$; Тантал; 1,50 **Ta** | 74; 183,84; $5d^46s^2$; Вольфрам; 2,36 **W** | 75; 186,207; $5d^56s^2$; Реній; 1,90 **Re** | | 76; 190,23; $5d^66s^2$; Осмій; 2,20 **Os** | 77; 192,22; $5d^76s^2$; Іридій; 2,20 **Ir** | 78; 195,08; $5d^96s^1$; Платина; 2,28 **Pt** |
| | **Au** 79; 196,967; $5d^{10}6s^1$; Аурум, Золото; 2,54 | **Hg** 80; 200,59; $5d^{10}6s^2$; Меркурій, Ртуть; 2,00 | **Tl** 81; 204,38; $6s^26p^1$; 1,62; Талій | **Pb** 82; 207,2; $6s^26p^2$; Плюмбум, Свинець; 2,33 | **Bi** 83; 208,980; $6s^26p^3$; 2,02; Бісмут | **Po** 84; [208,98]; $6s^26p^4$; 2,00; Полоній | **At** 85; [209,99]; $6s^26p^5$; 2,20; Астат | **Rn** 86; [222,02]; $6s^26p^6$; —; Радон | | |
| 7 | **Fr** 87; [223,02]; $7s^1$; 0,70; Францій | **Ra** 88; [226,03]; $7s^2$; 0,90; Радій | **Ac** **89; [227,03]; $6d^17s^2$; Актиній; 1,10 | 104; [267,12]; $6d^27s^2$; Резерфордій; — **Rf** | 105; [270,13]; $6d^37s^2$; Дубній; — **Db** | 106; [269,13]; $6d^47s^2$; Сиборгій; — **Sg** | 107; [270,13]; $6d^57s^2$; Борій; — **Bh** | | 108; [269,13]; $6d^67s^2$; Гассій; — **Hs** | 109; [278,16]; $6d^77s^2$; Майтнерій; — **Mt** | 110; [281,16]; $6d^97s^1$; Дармштадтій; — **Ds** |
| | **Rg** 111; [281,17]; $6d^{10}7s^1$; Рентгеній; — | **Cn** 112; [285,17]; $6d^{10}7s^2$; Коперніцій; — | **Nh** 113; [286,18]; $7s^27p^1$; —; Ніхоній | **Fl** 114; [289,19]; $7s^27p^2$; —; Флеровій | **Mc** 115; [288,19]; $7s^27p^3$; —; Московій | **Lv** 116; [293,2]; $7s^27p^4$; —; Ліверморій | **Ts** 117; [293,21]; $7s^27p^5$; —; Теннессін | **Og** 118; [294,21]; $7s^27p^6$; —; Оганессон | | |
| Вищі оксиди | $R_2O$ | $RO$ | $R_2O_3$ | $RO_2$ | $R_2O_5$ | $RO_3$ | $R_2O_7$ | $RO_4$ | | |
| Леткі сполуки з Гідрогеном | | | | $RH_4$ | $RH_3$ | $H_2R$ | $HR$ | | | |

Символ елемента: F
Порядковий номер: 9
Відносна атомна маса: 18,998
Електронна формула: $2s^22p^5$
Назва елемента: Флуор, Фтор
Назва простої речовини: Фтор
Електронегативність за Полінгом: 3,98

*s*-елементи
*p*-елементи
*d*-елементи
*f*-елементи

***Лантаноїди**

| | | | | | | | | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| 58; 140,12; $4f^15d^16s^2$; **Ce**; Церій; 1,12 | 59; 140,91; $4f^36s^2$; **Pr**; Празеодим; 1,13 | 60; 144,24; $4f^46s^2$; **Nd**; Неодим; 1,14 | 61; [144,91]; $4f^56s^2$; **Pm**; Прометій; — | 62; 150,36; $4f^66s^2$; **Sm**; Самарій; 1,17 | 63; 151,96; $4f^76s^2$; **Eu**; Європій; — | 64; 157,25; $4f^75d^16s^2$; **Gd**; Гадоліній; 1,20 | 65; 158,93; $4f^96s^2$; **Tb**; Тербій; — | 66; 162,50; $4f^{10}6s^2$; **Dy**; Диспрозій; 1,22 | 67; 164,93; $4f^{11}6s^2$; **Ho**; Гольмій; 1,23 | 68; 167,26; $4f^{12}6s^2$; **Er**; Ербій; 1,24 | 69; 168,93; $4f^{13}6s^2$; **Tm**; Тулій; 1,25 | 70; 173,05; $4f^{14}6s^2$; **Yb**; Ітербій; — | 71; 174,97; $4f^{14}5d^16s^2$; **Lu**; Лютецій; 1,27 |

****Актиноїди**

| | | | | | | | | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| 90; 232,04; $6d^27s^2$; **Th**; Торій; 1,30 | 91; 231,04; $5f^26d^17s^2$; **Pa**; Протактиній; 1,50 | 92; 238,03; $5f^36d^17s^2$; **U**; Уран; 1,38 | 93; [237,05]; $5f^46d^17s^2$; **Np**; Нептуній; 1,36 | 94; [244,06]; $5f^67s^2$; **Pu**; Плутоній; 1,28 | 95; [243,06]; $5f^77s^2$; **Am**; Америцій; 1,30 | 96; [247,07]; $5f^76d^17s^2$; **Cm**; Кюрій; 1,30 | 97; [247,07]; $5f^86d^17s^2$; **Bk**; Берклій; 1,30 | 98; [251,08]; $5f^107s^2$; **Cf**; Каліфорній; 1,30 | 99; [252,08]; $5f^117s^2$; **Es**; Ейнштейній; 1,30 | 100; [257,10]; $5f^127s^2$; **Fm**; Фермій; 1,30 | 101; [258,10]; $5f^137s^2$; **Md**; Менделевій; 1,30 | 102; [259,10]; $5f^147s^2$; **No**; Нобелій; 1,30 | 103; [262,11]; $5f^146d^17s^2$; **Lr**; Лоуренсій; — |

О. В. Григорович

# ХІМІЯ

# 9

Підручник для 9 класу
загальноосвітніх навчальних закладів

Рекомендовано
Міністерством освіти і науки України

Харків
Видавництво «Ранок»
2017

УДК [54:37.016](075.3)
Г83

**Рекомендовано Міністерством освіти і науки України**
(наказ Міністерства освіти і науки України від 20.03.2017 № 417)

Видано за рахунок державних коштів. Продаж заборонено

Експерти, які здійснили експертизу 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»:

*Н. С. Цорінова*, учитель загальноосвітньої школи I–III ступенів № 134 імені Ю. О. Гагаріна Печерського району міста Києва, учитель-методист;

*А. В. Метейко*, методист з хімії навчально-методичного відділу координації освітньої діяльності та професійного розвитку КЗ Сумський обласний інститут післядипломної педагогічної освіти;

*К. В. Буренкова*, доцент кафедри органічної хімії Одеського національного університету імені І. І. Мечникова, доцент, кандидат хімічних наук

Рецензент:

*О. Ю. Недоруб*, учитель хімії Полтавської гімназії № 17 Полтавської міської ради Полтавської області, учитель-методист, учитель вищої кваліфікаційної категорії

**Григорович О. В.**
Г83 Хімія : підруч. для 9 класу загальноосвіт. навч. закл. / О. В. Григорович. — Харків : Вид-во «Ранок», 2017. — 256 с. : іл.

ISBN 978-617-09-3362-1

УДК [54:37.016](075.3)

**Інтернет-підтримка**
Електронні матеріали до підручника розміщено на сайті interactive.ranok.com.ua

ISBN 978-617-09-3362-1

© О. В. Григорович, 2017
© ТОВ Видавництво «Ранок», 2017

...Наука — це велика краса. Учений у своїй лабораторії
наче дитина обличчям до обличчя з явищами природи,
що діють на нього наче чарівна казка.

*Марія Склодовська-Кюрі,*
*двічі лауреат Нобелівської премії*

## Шановні дев'ятикласники та дев'ятикласниці!

Ви продовжуєте вивчати одну з найчудовіших наук — хімію. У 9 класі на вас чекають нові хімічні таємниці. Ви ознайомитеся з поширеними в природі системами — розчинами — та дізнаєтеся про основні закономірності хімічних процесів. Ви зануритеся в дивовижний світ органічних речовин, що приховує безліч секретів і цікавинок. Доторкнетеся до таємниць життя і зрозумієте, що хімія може пояснити багато явищ, які трапляються навколо вас: чому утворюється кислотний дощ, як примусити речовини взаємодіяти, чому автомобілі рухаються та багато іншого.

Цей підручник — ваш головний помічник у вивченні хімії. Він містить увесь матеріал, який вам буде необхідний у 9 класі. Кожний параграф поділено на частини. Невеликими порціями легше сприймати інформацію. Закінчується параграф висновками і практичним блоком, який складається з контрольних запитань, завдань для засвоєння матеріалу, розробок лабораторних дослідів та практичних робіт. Деякі запитання позначені зірочкою (*). Це завдання проблемно-пошукового змісту. На них ви не знайдете відповіді в параграфі. Обміркуйте ці запитання у вільний час, зверніться до додаткових джерел інформації або обговоріть з учителем на уроці.

У підручнику розміщено додаткову інформацію: захоплюючі факти з історії хімії, відомості про видатних учених та цікаві лінгвістичні задачі, які допоможуть вам запам'ятати нові терміни.

Після певних параграфів наведено опис хімічних дослідів не тільки для виконання на уроках хімії, але й тих, що ви зможете виконати самостійно вдома. Виконуючи досліди, обов'язково дотримуйтеся правил безпеки.

У кінці підручника є додатки, алфавітний покажчик та відповіді до розрахункових задач.

Щиро сподіваюся, що цей підручник розширить ваш світогляд, підштовхне до пошуку нової інформації та збагачення своїх знань, а можливо, спонукатиме до отримання майбутньої професії — хіміка.

*Бажаю успіхів у вивченні хімії!*

*Автор*

## Електронний додаток до підручника

На сторінках підручника ви знайдете посилання на сайт, де розміщено відеоролики з хімічними дослідами та тестові завдання для контролю знань за вивченими темами. Тестування відбувається в онлайн-режимі. Відразу після виконання завдань ви отримаєте результат, який надасть вам можливість оцінити свій рівень засвоєння знань.

Для роботи з електронним додатком виконайте такі дії:

1. Зайдіть на сайт interactive.ranok.com.ua.
2. Зареєструйтеся.
3. Знайдіть розділ «Підручники».
4. Виберіть назву підручника «Хімія. 9 клас».
5. У розділі «Електронні матеріали до підручника» виберіть потрібну тему та натисніть «Розпочати роботу».
6. Виберіть для перегляду відеоролик потрібного хімічного досліду, додатковий матеріал до параграфа або виконайте тестові завдання для перевірки знань.

## Умовні позначення

— важлива інформація, яку необхідно запам'ятати;

— рубрика «Дізнайтеся більше»;

— рубрика «Цікавий факт»;

— ключова ідея параграфа;

— контрольні запитання;

— завдання для закріплення знань;

— теми навчальних проектів;

— посилання на сайт interactive.ranok.com.ua.

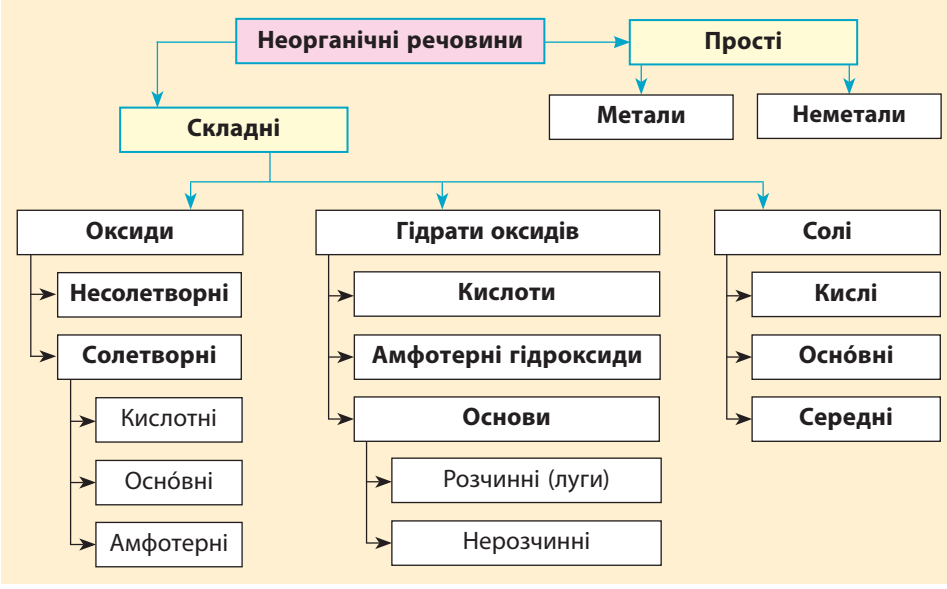
# ПОВТОРЕННЯ НАЙВАЖЛИВІШИХ ПИТАНЬ КУРСУ ХІМІЇ 8 КЛАСУ

## § 1. Склад і властивості основних класів неорганічних сполук

### Класифікація неорганічних сполук

За певними спільними ознаками неорганічні речовини об'єднують в окремі класи (схема 1). Знаючи, до якого класу належить речовина, можна передбачити її властивості.

**Схема 1. Основні класи неорганічних сполук**




### Оксиди

Оксиди — це бінарні сполуки з Оксигеном, у яких Оксиген виявляє ступінь окиснення –2.

Залежно від валентності хімічного елемента, що утворює оксид, склад оксидів може бути різним.

Загальна формула оксидів:

$$\boxed{E_xO_y}$$

Розрізняють такі оксиди:

**Солетворні:**

• *оснóвні* — оксиди, яким відповідають основи (утворені металічними елементами у ступені окиснення зазвичай +1 або +2: $Na_2O$, $FeO$, $CaO$);

• *кислотні* — оксиди, яким відповідають кислоти (утворені неметалічними елементами: $CO_2$, $SO_2$, $SO_3$, $N_2O_5$ та металічними елементами зі ступенем окиснення вище за +3: $CrO_3$, $Mn_2O_7$, $PbO_2$);

• *амфотерні* — оксиди, яким відповідають амфотерні гідроксиди (утворені деякими металічними елементами з проміжними між металічними та неметалічними властивостями: $Al_2O_3$, $BeO$, $ZnO$, $Fe_2O_3$, $Cr_2O_3$);

**Несолетворні:** оксиди, яким не відповідають ані основи, ані кислоти (утворені деякими неметалічними елементами в проміжних ступенях окиснення: $N_2O$, $NO$, $CO$, $SiO$).

Залежно від того, до якої групи належить оксид, він виявляє різні хімічні властивості (табл. 1).

**Таблиця 1. Хімічні властивості оксидів***

| Оснóвні | Амфотерні | Кислотні |
|---|---|---|
| **Взаємодія з кислотами й основами** | | |
| Взаємодіють з кислотами з утворенням солі й води:<br>$CaO + 2HCl =$<br>$= CaCl_2 + H_2O$<br>Не взаємодіють з основами | Взаємодіють з кислотами й основами з утворенням солі й води:<br>$ZnO + 2HCl = ZnCl_2 + H_2O$<br>$ZnO + 2NaOH =$<br>$= Na_2ZnO_2 + H_2O$ | Взаємодіють з основами з утворенням солі й води:<br>$SO_3 + Ca(OH)_2 =$<br>$= CaSO_4 + H_2O$<br>Не взаємодіють з кислотами |
| **Взаємодія з водою** | | |
| Оксиди лужних і лужноземельних елементів взаємодіють з водою з утворенням лугів:<br>$CaO + H_2O = Ca(OH)_2$<br>Інші оксиди з водою не реагують: $FeO + H_2O \neq$ | Не взаємодіють з водою | Взаємодіють з водою з утворенням кислоти (за винятком силіцій(IV) оксиду):<br>$SO_3 + H_2O = H_2SO_4$<br>$SiO_2 + H_2O \neq$ |

* Хімічні властивості несолетворних оксидів ви вивчатимете в 11 класі.

*Закінчення таблиці*

| Осно́вні | Амфотерні | Кислотні |
|---|---|---|
| **Взаємодія з оксидами** | | |
| Взаємодіють з кислотними оксидами з утворенням солі: $CaO + CO_2 = CaCO_3$ Не взаємодіють з осно́вними оксидами | Взаємодіють з кислотними й осно́вними оксидами та між собою: $ZnO + SiO_2 = ZnSiO_3$ $ZnO + CaO = CaZnO_2$ $ZnO + Al_2O_3 = Zn(AlO_2)_2$ | Взаємодіють з осно́вними оксидами з утворенням солі: $SO_3 + CaO = CaSO_4$ Не взаємодіють з кислотними оксидами |

## Кислоти

Кислоти — сполуки, що складаються з атомів Гідрогену, здатних заміщуватися атомами металічних елементів, та кислотних залишків.

Загальна формула кислот:

$$\boxed{H_n}\ \boxed{\textbf{Кислотний залишок}}$$

За різними ознаками кислоти класифікують на групи:

- **за числом атомів Гідрогену в молекулах (основністю):**
  одноосновні: $HCl$, $HNO_3$;
  двохосновні: $H_2S$, $H_2SO_4$;
  трьохосновні: $H_3PO_4$;
- **за вмістом атомів Оксигену в молекулах:**
  оксигеновмісні: $HNO_3$, $H_2SO_4$, $H_3PO_4$;
  безоксигенові: $HCl$, $H_2S$, $HF$.

Оксигеновмісні кислоти є продуктами приєднання молекули води до молекул кислотних оксидів. Безоксигенові кислоти — це розчини деяких газів у воді. Хлоридна кислота — це розчин газуватого гідроген хлориду $HCl$ у воді, флуоридна — розчин гідроген флуориду $HF$ тощо.

**Таблиця 2. Забарвлення деяких індикаторів у розчинах з різним середовищем**

| Індикатор | Забарвлення в середовищі | | |
|---|---|---|---|
| | кислотному | нейтральному | лужному |
| Лакмус | Червоний | Фіолетовий | Синій |
| Метиловий оранжевий | Червоний | Оранжевий | Жовтий |
| Фенолфталеїн | Безбарвний | Безбарвний | Малиновий |

Основні хімічні властивості кислот наведено в таблиці 3.

**Таблиця 3. Хімічні властивості кислот**

| Хімічні властивості | Рівняння реакцій |
|---|---|
| Змінюють забарвлення індикаторів (табл. 2) | |
| Взаємодіють з металами, розташованими в ряду активності лівіше від водню | $H_2SO_4 + Zn = ZnSO_4 + H_2\uparrow$ |
| Взаємодіють з осно́вними оксидами з утворенням солі й води | $H_2SO_4 + FeO = FeSO_4 + H_2O$ |
| Взаємодіють з основами з утворенням солі й води | $H_3PO_4 + 3NaOH = Na_3PO_4 + 3H_2O$<br>$H_2SO_4 + Fe(OH)_2 = FeSO_4 + 2H_2O$ |
| Взаємодіють із солями, якщо в результаті реакції виділяється газ, утворюється осад або вода | $H_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4\downarrow + 2HCl$<br>$2HI + CaCO_3 = CaI_2 + CO_2\uparrow + H_2O$ |

## Основи

Основи — сполуки, що складаються з атомів металічного елемента та однієї або декількох гідроксильних груп OH.

Загальна формула основ:

**Металічний елемент** $(OH)_n$

За **розчинністю у воді** основи класифікують на дві групи:

- розчинні (луги): LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, FrOH, $Ca(OH)_2$, $Sr(OH)_2$, $Ba(OH)_2$, $Ra(OH)_2$;
- нерозчинні гідроксиди: $Fe(OH)_2$, $Mg(OH)_2$ тощо.

Основи зазвичай виявляють властивості, протилежні кислотам, тобто взаємодіють з речовинами з кислотними властивостями (табл. 4).

**Таблиця 4. Хімічні властивості основ**

| Луги | Нерозчинні гідроксиди |
|---|---|
| Змінюють забарвлення індикаторів (табл. 2) | Не змінюють забарвлення індикаторів |
| Взаємодіють з кислотами з утворенням солі й води (реакція нейтралізації):<br>$2KOH + H_2SO_4 = K_2SO_4 + 2H_2O$ | Взаємодіють з кислотами з утворенням солі й води:<br>$Fe(OH)_2 + H_2SO_4 = FeSO_4 + 2H_2O$ |

*Закінчення таблиці*

| Луги | Нерозчинні гідроксиди |
|---|---|
| Взаємодіють з кислотними оксидами: $2NaOH + CO_2 = Na_2CO_3 + H_2O$ | Взаємодіють з кислотними оксидами, які відповідають сильним кислотам: $Cu(OH)_2 + SO_3 = CuSO_4 + H_2O$ |
| Взаємодіють з амфотерними оксидами й гідроксидами: $2NaOH + ZnO \overset{t}{=} Na_2ZnO_2 + H_2O$ (під час нагрівання) $KOH + Al(OH)_3 = KAl(OH)_4$ (у розчині) | Взаємодіють з амфотерними оксидами й гідроксидами під час сплавляння: $Fe(OH)_2 + ZnO \overset{t}{=} FeZnO_2 + H_2O$ $Fe(OH)_2 + 2Al(OH)_3 \overset{t}{=} Fe(AlO_2)_2 + 4H_2O$ |
| Взаємодіють з розчинами солей, якщо утворюється нерозчинна речовина (випадає осад): $2NaOH + CuSO_4 = Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$ | Із розчинами солей зазвичай не взаємодіють |
| Гідроксиди лужних елементів під час нагрівання не розкладаються; гідроксиди лужноземельних розкладаються, але за значно більшої температури, ніж нерозчинні гідроксиди: $Ca(OH)_2 \overset{t}{=} CaO + H_2O$ | Під час нагрівання розкладаються з утворенням оксиду та води: $Fe(OH)_2 \overset{t}{=} FeO + H_2O$ |

## Солі

Солі можна розглядати як продукти заміщення в кислоті атомів Гідрогену на атоми металічних елементів або заміщення в основах гідроксид-іонів на кислотний залишок.

Солі — сполуки, що складаються з атомів металічних елементів і кислотних залишків.

Загальна формула солей:

| **Металічний елемент**$_x$ | **Кислотний залишок**$_y$ |
|---|---|

Солі зазвичай вступають у реакції обміну з іншими речовинами (табл. 5, с. 10). Реакції обміну відбуваються за умови, якщо в результаті взаємодії утворюється осад, газ чи вода.

**Таблиця 5. Хімічні властивості солей***

| Хімічні властивості | Рівняння реакцій |
|---|---|
| Взаємодіють з кислотами, якщо утворюється слабкіша чи нестійка кислота або осад | $FeS + 2HCl = FeCl_2 + H_2S\uparrow$<br>$CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + CO_2\uparrow + H_2O$<br>$Na_2SiO_3 + 2HCl = 2NaCl + H_2SiO_3\downarrow$ |
| Розчинні солі взаємодіють з лугами, якщо утворюється осад | $CuCl_2 + 2NaOH = Cu(OH)_2\downarrow + 2NaCl$ |
| Розчинні солі вступають у реакції обміну одна з одною, якщо утворюється осад | $AgNO_3 + NaCl = AgCl\downarrow + NaNO_3$<br>$BaCl_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2NaCl$<br>$CaCl_2 + Na_2CO_3 = CaCO_3\downarrow + 2NaCl$ |
| Розкладаються під час нагрівання, якщо утворюються леткі оксиди | $CuSO_4 \xrightarrow{t} CuO + SO_3\uparrow$<br>$2Cu(NO_3)_2 \xrightarrow{t} 2CuO + 4NO_2\uparrow + O_2\uparrow$ |
| Активніші метали здатні витісняти менш активні метали з розчинів солей | $CuSO_4 + Fe = FeSO_4 + Cu\downarrow$ |

## Контрольні запитання

1. Дайте визначення оксидам, кислотам, основам і солям. За якими ознаками їх класифікують на групи? Наведіть приклади.
2. Які метали здатні витісняти водень з кислот?
3. Сформулюйте умови, за яких відбуваються реакції обміну у водних розчинах. Наведіть приклади реакцій.
4. Які сполуки належать до амфотерних? Наведіть приклади.

## Завдання для засвоєння матеріалу

5. Складіть формули таких оксидів: калій оксид, фосфор(III) оксид, аргентум(I) оксид, ферум(II) оксид, хлор(IV) оксид, нітроген(V) оксид, цинк оксид, аурум(III) оксид.
6. Доповніть схеми реакцій, доберіть коефіцієнти, запишіть назви продуктів реакцій:
   а) $\ldots + H_2O \rightarrow Ba(OH)_2$; в) $\ldots \rightarrow CO_2 + H_2O$; д) $SO_2 + H_2O \rightarrow \ldots$;
   б) $Fe(OH)_3 \rightarrow \ldots + H_2O$; г) $K_2O + H_2O \rightarrow \ldots$; е) $H_2SiO_3 \rightarrow SiO_2 + \ldots$ .
7. Складіть рівняння реакцій між кислотою та гідроксидом, у результаті яких утворюються такі солі: $K_2SO_4$, $Mg(NO_3)_2$, $ZnSO_4$, $CaCl_2$, $Al(NO_3)_3$.
8. Складіть рівняння реакцій, що відповідають таким перетворенням:
   а) $Mg \rightarrow MgSO_4 \rightarrow Mg(NO_3)_2 \rightarrow MgCO_3$;
   б) $Ca \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaO \rightarrow CaCl_2 \rightarrow CaCO_3$;
   в) $Al \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow AlCl_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Na_3AlO_3$.
9. Порівняйте об'єми сульфур(IV) оксиду (н. у.), який можна добути із сірки масою 480 г та натрій сульфіту масою 630 г.

* У 9 класі вивчають властивості тільки середніх солей.

**10.** Обчисліть масу фосфору, яку необхідно ввести в низку перетворень для добування кальцій ортофосфату масою 15,5 г.

**11.** Для побілки стовбурів плодових дерев використовують вапняне молоко: суміш 2 кг гашеного вапна $Ca(OH)_2$ та 10 л води. Обчисліть масу кальцій оксиду, необхідного для добування гашеного вапна такої кількості.

**12.** Для чищення каналізаційних труб використовують рідкий засіб, що містить 40 % натрій гідроксиду, у кількості 250 г розчину на кожне місце очищення. Одне упакування з таким сухим засобом містить 70 г натрій гідроксиду. Визначте, скільки таких упакувань вам необхідно придбати, щоб прочистити труби: раковину на кухні, рукомийник у ванній, злив душової кабінки.

## § 2. Хімічний зв'язок і будова речовини

**Пригадайте:**

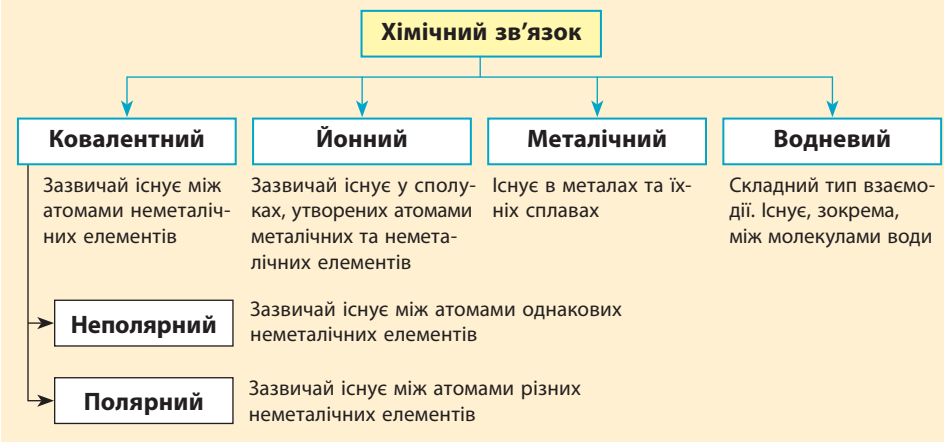
- електронегативність — це здатність атомів притягувати спільну електронну пару;
- атоми з більшою електронегативністю сильніше притягують електронну пару;
- найбільша електронегативність в атомів Флуору, найменша — в атомів Францію;
- зі збільшенням порядкового номера елементів у періодах електронегативність збільшується, а в групах — зменшується.

### Хімічний зв'язок, типи хімічного зв'язку

Хімічний зв'язок — це взаємодія атомів, що зумовлює існування двох- та багатоатомних частинок (молекул, йонів, кристалів).

Розрізняють такі типи хімічного зв'язку: ковалентний, йонний, металічний та водневий (схема 2).

**Схема 2. Типи хімічного зв'язку**



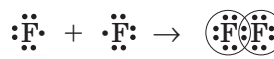
Хоча різні типи зв'язку суттєво відрізняються один від одного, але в них є одна важлива спільна властивість: вони утворюються завдяки електростатичному притяганню протилежно заряджених частинок. У молекулах позитивно заряджені ядра атомів притягуються до негативно заряджених електронів спільної електронної пари, завдяки чому між атомами існує ковалентний зв'язок. Взаємодія протилежно заряджених йонів зумовлює існування речовин з йонним зв'язком. На електростатичній взаємодії ґрунтується також існування металічного та водневого зв'язків, про що ви дізнаєтеся пізніше.

## Ковалентний зв'язок

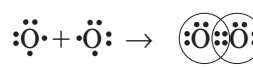
Під час утворення хімічного зв'язку атоми прагнуть набути завершеного зовнішнього електронного рівня (як у атомів інертного елемента). Одним зі способів досягнення такого стану є об'єднання неспарених електронів у спільні електронні пари, що належать обом атомам.

Хімічний зв'язок, що виникає в результаті утворення спільних електронних пар, називають ковалентним.

Розгляньмо процес утворення зв'язку в молекулі фтору $F_2$. Атом Флуору містить на зовнішньому рівні сім електронів — три електронні пари й один неспарений електрон. До завершення зовнішнього рівня атому Флуору бракує одного електрона, тому два атоми Флуору об'єднуються в молекулу таким способом, утворюючи між собою одинарний зв'язок:


або F–F

У разі взаємодії двох атомів, кожний з яких має кілька неспарених електронів, одночасно утворюється кілька спільних електронних пар. В атомі Оксигену на зовнішньому рівні є шість електронів: дві електронні пари і два неспарені електрони. Ці неспарені електрони беруть участь в утворенні двох спільних електронних пар:


або O=O

Завдяки цьому кожний атом Оксигену отримує завершений зовнішній енергетичний рівень із восьми електронів (октет). Такий хімічний зв'язок називають ***подвійним*** і позначають двома рисками. Число спільних електронних пар між атомами характеризує ***кратність зв'язку***.

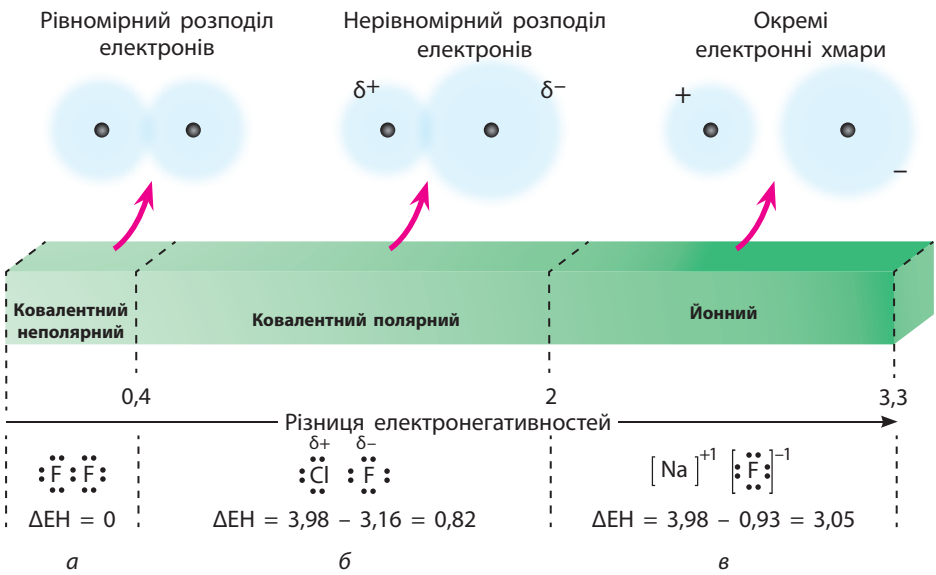
## Полярний і неполярний ковалентний зв'язок

Ковалентний зв'язок може утворитися як між однаковими, так і між різними атомами. Однакові атоми, звичайно, однаково притягують електрони, отже, в молекулах простих речовин, утворених атомами неметалічних елементів, наприклад у молекулах фтору й водню, спільна електронна пара однаково притягується до обох атомів і належить їм обом однаковою мірою. Такий ковалентний зв'язок називають ***неполярним***.

Атоми різних елементів притягують електрони з різною силою. Це призводить до зміщення спільної електронної пари в бік атома з більшою електронегативністю. Як наслідок на ньому з'являється надлишковий негативний заряд (δ–), а на іншому атомі, навпаки, з'являється певний позитивний заряд (δ+). Наприклад, у молекулі гідроген флуориду:

$$\overset{\delta+}{H}-\overset{\delta-}{F}$$

Такий ковалентний зв'язок називають ***полярним***. За значеннями електронегативностей елементів (див. форзац 1) можна визначити тип ковалентного зв'язку: чим більшою є різниця електронегативностей (ΔЕН), тим більш полярним є зв'язок (мал. 2.1).




**Мал. 2.1.** Залежність типу зв'язку від різниці електронегативностей елементів: *а* — ковалентний неполярний; *б* — ковалентний полярний; *в* — йонний

## Йонний зв'язок

У речовинах з йонним зв'язком частинки не з'єднані жорстко одна з одною спільною електронною парою, а притягуються силами електростатичної взаємодії:

$$Na\cdot + \cdot\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}: \rightarrow [Na]^{+}[:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:]^{-}$$

Хімічний зв'язок, що виникає в результаті притягання протилежно заряджених йонів, називають йонним.

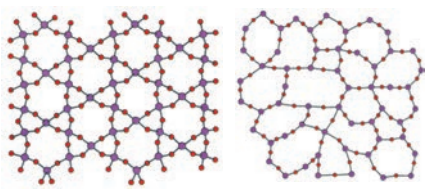
Йонний зв'язок утворюється між атомами елементів зі значною різницею електронегативностей. Зазвичай він існує в речовинах, утворених типовими металічними та неметалічними елементами. Умовно вважають, що зв'язок є йонним, якщо різниця електронегативностей двох елементів більша за 2 (мал. 2.1, с. 13).

## Будова твердих речовин та їхні властивості

Більшість речовин, що нас оточують, за звичайних умов перебувають у твердому агрегатному стані. За внутрішньою будовою й фізичними властивостями розрізняють два стани твердих речовин — аморфний і кристалічний (мал. 2.2).

Аморфні речовини не мають чіткої просторової структури, а утворені з невпорядковано розташованих частинок (атомів, молекул, йонів). За будовою аморфні речовини нагадують рідини.

Переважна більшість твердих речовин мають кристалічну будову. Кристалічний стан характеризується впорядкованим розташуванням частинок. У кристалічних речовинах частинки, з яких побудовані кристали, розміщені в просторі в чіткому порядку й утворюють просторові *кристалічні ґратки*.



*а* *б*

**Мал. 2.2.** *а* — кварц $SiO_2$ має кристалічну структуру; *б* — кварцове скло з таким самим хімічним складом перебуває в аморфному стані

Залежно від типу частинок, що утворюють кристал, та від типу хімічного зв'язку між ними розрізняють чотири типи кристалічних ґраток: металічні, йонні, молекулярні й атомні. Тип кристалічних ґраток значною мірою зумовлює фізичні властивості речовин (табл. 6).

**Таблиця 6. Кристалічні ґратки та властивості речовин***

| Характеристика речовини | Тип кристалічних ґраток | | |
|---|---|---|---|
| | **Йонні** | **Молекулярні** | **Атомні** |
| Тип хімічного зв'язку | Йонний | Ковалентний (полярний і неполярний) у молекулах та слабка взаємодія між молекулами | Ковалентний (полярний і неполярний) |
| Агрегатний стан за звичайних умов | Тверді речовини | Гази, рідини або легкоплавкі тверді речовини | Тверді речовини |
| **Фізичні властивості** | | | |
| Температури плавлення та кипіння | Високі | Низькі | Дуже високі |
| Леткість | Нелеткі | Леткі, можуть мати запах | Нелеткі |
| Твердість, пластичність | Тверді, крихкі, непластичні | Крихкі, непластичні | Дуже тверді, непластичні, іноді крихкі |
| Здатність проводити електричний струм | У твердому стані не проводять, а розплави та розчини — проводять | У твердому стані не проводять, розчини деяких (наприклад, гідроген галогенідів) проводять | Більшість не проводять, деякі є провідниками (графіт) або напівпровідниками (германій) |
| Розчинність | Багато з них розчиняються у воді | Розчиняються у воді або в інших розчинниках | Не розчиняються у воді та в інших розчинниках |
| Речовини | Солі, гідроксиди та оксиди металічних елементів | Із *ковалентним неполярним зв'язком*: $O_2$, $Cl_2$, $Br_2$, S тощо; із *ковалентним полярним*: HF, HCl, HBr, HI, $H_2O$, $CO_2$, $NH_3$ тощо | Із *ковалентним неполярним зв'язком*: алмаз, графіт тощо; із *ковалентним полярним*: кварц, алюміній оксид |

* Речовини з металічними ґратками ви вивчатимете в 11 класі.

## Контрольні запитання

**13.** Дайте визначення відомим вам типам хімічного зв'язку. Наведіть приклади речовин з різними типами хімічного зв'язку.

**14.** Який ковалентний зв'язок називають неполярним? полярним? Наведіть приклади сполук.

**15.** Як за значеннями електронегативності елементів, що містяться у складі речовин, можна відрізнити речовини з йонним зв'язком від речовин з ковалентним полярним зв'язком?

**16.** Сформулюйте дві відмінності йонного зв'язку від ковалентного.

**17.** Чим відрізняються кристалічні речовини від аморфних? Наведіть приклади кристалічних і аморфних речовин.

**18.** Перелічіть фізичні властивості, що характерні для речовин з кристалічними ґратками: а) йонними; б) молекулярними; в) атомними.

**19.** Назвіть тип хімічного зв'язку в речовинах з кристалічними ґратками: а) атомними; б) йонними; в) молекулярними.

## Завдання для засвоєння матеріалу

**20.** Скільки електронних пар і неспарених електронів на зовнішньому енергетичному рівні атомів: а) Хлору; б) Сульфуру; в) Фосфору?

**21.** Назвіть по дві хімічні сполуки, в яких атоми Оксигену утворюють зв'язок: а) йонний; б) ковалентний.

**22.** Складіть електронні формули для молекул гідроген хлориду HCl, гідроген сульфіду $H_2S$ та амоніаку $NH_3$. Скільки спільних і неподілених електронних пар містять атоми в кожній речовині?

**23.** Зобразіть схему утворення речовин з йонним зв'язком на прикладі калій флуориду.

**24.** Із наведеного переліку випишіть окремо сполуки, в яких хімічний зв'язок: а) ковалентний неполярний; б) ковалентний полярний; в) йонний.
$H_2$, HBr, $Na_2O$, CaO, $CO_2$, CO, $O_2$, $NO_2$, $K_3N$, $NH_3$, $N_2$, $NF_3$, $F_2$, $OF_2$, $MgF_2$.

**25.** Із наведеного переліку випишіть окремо речовини, що у твердому агрегатному стані мають кристалічні ґратки: а) атомні; б) йонні; в) молекулярні.
$CaBr_2$, $O_2$, CuO, $Br_2$, C (алмаз), $NaNO_3$, HCl, $Fe_2(SO_4)_3$, $CO_2$, $H_2O$.

**26.** Карборунд (силіцій карбід SiC) має температуру плавлення 2830 °C і за твердістю близький до алмазу. Який тип його кристалічних ґраток?

**27.** Ванілін — безбарвна кристалічна речовина з приємним запахом. Які кристалічні ґратки він має?

**28.** Певна безбарвна речовина добре розчиняється у воді й має високу температуру кипіння. Висловіть припущення щодо типу її кристалічних ґраток. Чи має ця речовина запах?

# ТЕМА 1. РОЗЧИНИ

У цьому розділі ви дізнаєтеся…
- чим відрізняються суспензії від емульсій;
- що розчини — це дисперсні системи;
- що золото можна розчинити у воді;
- що наше тіло фактично є колоїдним розчином;
- чому не можна кидати фен у ванну;
- що позначають загадковим символом pH.

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

**Пригадайте:**
- сумішами називають такі системи, що складаються з декількох речовин — компонентів; у їхньому складі містяться частинки (атоми, молекули або йони) різних речовин;
- якщо окремі компоненти суміші не можна розрізнити неозброєним оком або за допомогою мікроскопа, то такі суміші називають однорідними, в іншому випадку суміші є неоднорідними.

### Поняття про дисперсні системи

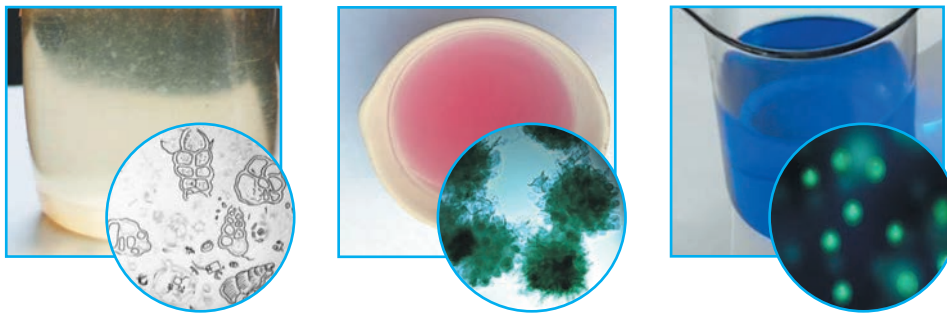
Вам уже відомо, що існують однорідні й неоднорідні суміші. Суміші не мають сталого складу (на відміну від хімічних сполук), і їх можна розділити на індивідуальні речовини, якщо не відбувається необоротних хімічних процесів.

Суміші, в яких одна речовина розподілена в іншій, як, наприклад, дим, туман, молоко, називають ***дисперсними системами*** (від латин. *dispergo* — розсіювати, подрібнювати).

Дисперсні системи відрізняються тим, які частинки (тверді, рідкі, газоподібні) розподілені в якому середовищі.

Найпоширенішими в природі є дисперсні системи, в яких частинки твердої речовини розподілені в рідкому середовищі (воді).

Залежно від розміру частинок (подрібнення) речовин, що змішуються, розрізняють такі *типи дисперсних систем*:
- зависі (грубодисперсні системи);
- колоїдні розчини, або золі (високодисперсні системи);
- істинні розчини.



*а* *б* *в*

**Мал. 3.1.** *а* — завись крейди (у зависях розподілена речовина перебуває у вигляді великих кристаликів твердих речовин або крапель рідини); *б* — золь золота (у колоїдних розчинах частинки речовини доволі великі й складаються з десятків або тисяч молекул, атомів або йонів); *в* — розчин купрум(II) сульфату (в істинних розчинах речовина існує у вигляді окремих молекул або йонів)

Головна відмінність між ними — розмір частинок розподіленої речовини (мал. 3.1).

Властивості різних дисперсних систем наведено в таблиці 7.

У ***зависях*** окремі частинки речовини помітні неозброєним оком або у звичайний мікроскоп, саме тому зависі завжди мутні. Залежно від агрегатного стану розподіленої у воді речовини серед зависей виокремлюють *суспензії* та *емульсії*. *Суспензії* — це суміші твердої речовини з водою (мал. 3.2). Білильна суміш — це суспензія тонкоподрібненої крейди або вапна у воді. В *емульсіях* у воді розподілені дрібні крапельки інших рідин, що не змішуються одна з одною. Молоко — це емульсія жиру у воді, який із часом спливає на поверхню, утворюючи вершки (мал. 3.3). У водоемульсійних фарбах з водою змішані краплі клею ПВА з фарбою того чи іншого кольору.

*а* *б*

**Мал. 3.2.** Суспензія — суміш піску й мулу у воді: *а* — у збовтаному вигляді; *б* — після осідання твердих частинок

**Мал. 3.3.** Молоко — класичний приклад емульсії, у мікроскоп видно дрібні крапельки жиру

**Таблиця 7. Порівняння властивостей дисперсних систем**

| Характеристика | Зависі | Колоїдні розчини | Істинні розчини |
|---|---|---|---|
| Розмір частинок ($r$ — радіус) | Речовина перебуває у вигляді невеликих частинок (кристаликів), $10^{-7}$ м $< r < 10^{-5}$ м | Речовина перебуває у вигляді сполучених молекул (йонів), $10^{-9}$ м $< r < 10^{-7}$ м | Речовина перебуває у вигляді окремих молекул або йонів |
| Оптичні властивості | Непрозорі, мутні | Прозорі, але розсіюють світло | Прозорі, світло не розсіюють |
| Можливість розділення на окремі компоненти | Частинки речовини не проходять крізь паперовий фільтр | Не фільтруються паперовим фільтром, але фільтруються пергаментним | Фільтруванням розділити неможливо |
| Стійкість | Частинки досить швидко осідають на дно або спливають на поверхню | Відносно стійкі в часі, однак згодом «старіють» з утворенням осаду | Можуть існувати нескінченно довго, якщо не випариться розчинник |

Зависі можуть утворюватися не обов'язково за участі води (мал. 3.4). Різні подрібнені речовини можуть бути розподілені у твердому й газуватому середовищах, утворюючи зависі: дим являє собою маленькі тверді частинки, а туман — рідкі частинки, що розподілені в повітрі. Такі системи називають аерозолями. Якщо газувату речовину розподілити в рідині, то утворюються піни, які також належать до зависей,— це, наприклад, збиті вершки або мильна піна. Гази з твердими речовинами можуть утворювати тверді піни, як, наприклад, пемза або пінопласт.

*а*

*б*

*в*

**Мал. 3.4.** Приклади зависей: *а* — газована вода є гідрозолем вуглекислого газу в напої; *б* — дим є аерозолем твердих частинок у повітрі; *в* — туман є аерозолем крапель води в повітрі

**Мал. 3.5.** Гель — колоїдна система, в якій колоїдні частинки втратили здатність вільно переміщуватися в розчині

У ***колоїдних розчинах*** розмір частинок речовини значно менший, ніж у зависях. Неозброєним оком і навіть у звичайний мікроскоп такі частинки помітити неможливо, тому колоїдні розчини здаються прозорими. Кава та чай — це колоїдні розчини.

Молекули деяких речовин, наприклад крохмалю або білків, мають дуже великі розміри — як декілька тисяч звичайних молекул. Розчини таких речовин також є колоїдними. Деякі з них є гелеутворювачами і за малих концентрацій можуть перетворити розчин на густий *гель* (мал. 3.5). Із харчових гелеутворювачів найбільш відомі агар-агар і желатин. Агар-агар одержують із морських водоростей, а желатин міститься у тваринних рештках: кістках, хрящах, копитах.

Гелі та інші колоїдні системи вивчає окремий розділ — колоїдна хімія, одним із засновників якої був наш співвітчизник Антон Володимирович Думанський.

## Істинні розчини

Більшість розчинів, з якими ми маємо справу, є істинними, тому для зручності їх називають просто *розчинами*. Основною їхньою ознакою є те, що в таких розчинах речовини подрібнені до окремих молекул або йонів, тому вони завжди прозорі.

Розчин може бути забарвленим, як, наприклад, розчин мідного купоросу (мал. 3.6), або безбарвним, як розчини кухонної солі та цукру. Але істинний розчин завжди прозорий і в закритій посудині може зберігатися як завгодно довго.

Розчини — це однорідні суміші змінного складу, що складаються з двох або більше компонентів, один з яких зазвичай є рідким.

Речовину, що міститься в розчині в надлишку й перебуває в тому самому агрегатному стані, що й розчин, називають ***розчинником***, а інші компоненти — ***розчиненими речовинами***.

У сумішах з водою розчинником є вода. Як розчинники застосовують також інші рідини: етиловий спирт, бензин, гас тощо. Наприклад, йодна настоянка, яку використовують для дезінфекції ран, є розчином йоду в етиловому спирті. Але в шкільному курсі хімії ви матимете справу переважно з водними розчинами.

Необхідно також зазначити, що хоча розчини називають сумішами, однак їх потрібно відрізняти від звичайних механічних сумішей. Як і суміші, розчини не мають сталого складу (на відміну від хімічних сполук), і їх можна розділити на індивідуальні речовини (якщо між ними не відбувається необоротних хімічних процесів). Проте, головна ознака, що характеризує розчини,— це однорідність. Крім того, на відміну від механічних сумішей, у розчинах існують певні взаємодії між частинками розчинника й розчиненої речовини. Зважаючи на це, суміші двох газуватих речовин розчинами називати не можна.

**Мал. 3.6.** В істинних розчинах окремих компонентів не помітно: після розчинення мідного купоросу у воді розчин набуває синього забарвлення і залишається прозорим

## Як відрізнити істинний розчин від колоїдного?

Незважаючи на зовнішню прозорість істинних і колоїдних розчинів, їх усе ж таки можна розрізнити за допомогою простого досліду: усі колоїдні розчини розсіюють світло. Якщо в затіненій кімнаті крізь склянку з колоїдним розчином пропустити промінь світла, наприклад, від звичайної лазерної указки, то цей промінь у склянці добре помітний (мал. 3.7). Це пов'язано з тим, що під час проходження променя крізь колоїдний розчин на шляху світла трапляються колоїдні частинки і промінь розсіюється. Цей ефект називають *ефектом Тіндаля* на честь англійського вченого Джона Тіндаля, який його відкрив. Такий самий ефект ми спостерігаємо, коли промінь світла пробивається крізь фіранки в затінену запилену кімнату. Істинні розчини такого ефекту не виявляють. Світловий промінь проходить крізь них без будь-яких перешкод, оскільки частинки речовини настільки малі, що не розсіюють світла. Тож промінь світла, пропущений крізь склянку з істинним розчином, побачити неможливо.

**Мал. 3.7.** Ефект Тіндаля: у разі пропускання світла крізь істинний розчин промінь не розсіюється, на відміну від проходження крізь колоїдний розчин

## Значення розчинів у природі та житті людини

Перші хімічні реакції, завдяки яким з'явилося життя на нашій планеті, відбувалися в «первинному бульйоні» — розчині різноманітних молекул у Світовому океані. З точки зору сучасної науки, життя зародилося саме в розчині.

Кров, лімфа, слина, цитоплазма та інші рідини живих організмів — це розчини різних речовин у воді. Часто у складі таких розчинів є білкові молекули, отже, всі ці розчини є колоїдними. Можна впевнено стверджувати, що наш організм — це суцільна колоїдна система.

Рідка їжа також переважно є колоїдним розчином, оскільки в її складі містяться білкові молекули та молекули інших поживних речовин. У більшості випадків тверда їжа — це емульсії та суспензії.

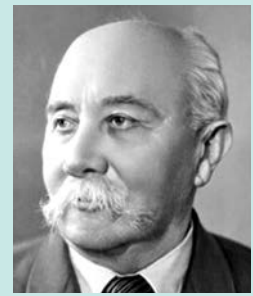
Розчинені у воді речовини беруть участь у формуванні осадових порід та корисних копалин, зокрема крейди, мармуру, руд різних металів. Завдяки розчиненню мінералів у воді формуються сталактити та сталагміти в печерах.

Розчини деяких солей застосовують для підгодовування культурних рослин, мінеральні добрива вносять у ґрунт переважно у вигляді розчинів.

Багато ліків використовують у вигляді розчинів у воді або в спирті (настоянки). Мазі, креми та деякі інші лікувальні засоби — це суспензії або емульсії лікарських речовин.

У хімічній промисловості багато процесів відбувається в розчинах (у воді або інших розчинниках). Без застосування розчинів неможливе виготовлення паперу, тканин, харчових кислот, мийних засобів тощо.

Відомий український і радянський учений, академік НАН України, член-кореспондент АН СРСР, один із засновників колоїдної хімії в СРСР. 1903 року закінчив Київський політехнічний інститут. Його дипломна робота «Колоїдальне срібло» привернула увагу Д. І. Менделєєва, який був присутній на захисті. Очолював Інститут загальної та неорганічної хімії в Києві. Удосконалив методи дослідження колоїдної хімії, розробив метод визначення розмірів колоїдних частинок ультрацентрифугуванням. Створив науковий напрямок застосування колоїдної хімії в харчових технологіях: хлібопеченні, виробництві цукру, вина, пива, дріжджів, кондитерських виробів. Його ім'ям названо Інститут колоїдної хімії та хімії води НАН України.

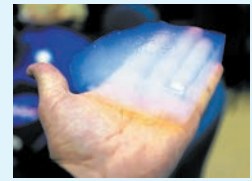


**Антон Володимирович Думанський**
(1880–1967)

## *Лінгвістична задача*

1. Латиною слово *gelare* означає «мерзнути, застигати», а *gelato* — «морозиво». Припустіть, яке значення мають терміни «желе», «гель» та «желатин».
2. Грецькою *aero* означає «повітря», *hydro* — вода, а латиною *solvere* — «розчиняти», *suspensio* — «підвішування». Що, на вашу думку, означають назви колоїдних систем «золі», «гідрозолі», «аерозолі» та «суспензії»?

- Вода з'явилася на Землі мільярди років тому у вигляді водяної пари разом з газами, що виділялися з гарячих надр. Близько 3,5 мільярдів років тому життя почало розвиватися саме у воді — незамінної для життя речовини.
- Слово «емульсія» походить від латинського слова *emulgere*, що означає «доїти», оскільки першою з відомих емульсій було молоко.
- На початку XXI століття вчені отримали принципово новий матеріал — аерогель. Він схожий на звичайний гель, але замість води між колоїдними частинками міститься повітря. Аерогелям притаманні надзвичайні властивості: вони напівпрозорі, дуже легкі (зразок, як на малюнку, має масу близько 2 г), їхня густина майже дорівнює густині повітря. До того ж вони дуже міцні (витримують навантаження у 2000 разів більше за їхню масу) та мають надзвичайно низьку теплопровідність (проводять теплоту гірше за повітря). NASA вже використовує різні аерогелі для будування космічних апаратів.



## Ключова ідея

Істинні розчини в природі трапляються рідко, частіше ми стикаємося з іншими дисперсними системами: зависями (суспензіями та емульсіями), золями, аерозолями, гідрозолями, пінами тощо.

## Контрольні запитання

**29.** Які суміші називають розчинами? Що означає словосполучення «змінного складу» у визначенні розчинів? Наведіть приклади.

**30.** Чим відрізняються за внутрішньою структурою зависі, колоїдні та істинні розчини? Як їх можна відрізнити один від одного?

**31.** Як можна довести або спростувати, що кава та чай — це істинні розчини?

**32.** Чи можна суміш із двох газів назвати розчином? Чому?

**33.** Які спільні й відмінні ознаки істинних розчинів та механічних сумішей?

## Завдання для засвоєння матеріалу

**34.** Наведіть приклади використання в побуті зависей, колоїдних та істинних розчинів.

**35.** Щоб підготувати плодові дерева до зимування, їхні стовбури вкривають такою сумішшю: до 10 л води додають 2 кг вапна, 250 г мідного купоросу, 1 кг глини та 200 г столярного клею. До якого типу дисперсних систем належить ця суміш?

**36.** Медичний спирт є сумішшю, у 100 г якої міститься 96 г спирту та 4 г води. Чи можна дати однозначну відповідь, що в цьому розчині є розчинником, а що — розчиненою речовиною? Чому?

**37.** Обчисліть масу води в розчині нітратної кислоти з масовою часткою 20 %, який містить 40 г кислоти.

**38.** Визначте масу води, в якій необхідно розчинити 2 г натрій нітрату, щоб отримати розчин з масовою часткою солі 0,1 %.

**39.** Для фарбування різних покриттів найчастіше використовують так звані нітрофарби (суміші різних забарвлених солей або оксидів зі спеціальною рідиною, що за властивостями нагадує бензин) та водоемульсійні фарби (суміш пігментів з водою та клеєм ПВА). До якого типу дисперсних систем належать ці фарби? Як ви вважаєте, якою фарбою безпечніше та зручніше користуватися вдома?

**40.** Молоко, вершки та вершкове масло — це емульсії, що складаються з води та коров'ячого жиру. Але зовні вони істотно відрізняються. У чому полягають принципові відмінності цих продуктів харчування?

**41*.** У додатковій літературі або Інтернеті знайдіть інформацію про використання колоїдних розчинів, емульсій та суспензій у різних галузях промисловості, медицині, будівництві тощо.

## ДОМАШНІЙ ЕКСПЕРИМЕНТ № 1

### Виготовлення колоїдних розчинів (желе, кисіль тощо)

*Вам знадобляться*: невелика каструля, склянка, вода, желатин, картопляний або кукурудзяний крохмаль, побутова лазерна указка.

**Правила безпеки:**

- для дослідів використовуйте невеликі кількості речовин;
- пам'ятайте, що гарячі та холодні предмети однакові на вигляд, користуйтеся захисними рукавичками;
- не спрямовуйте промінь лазерної указки в очі.

**1.** Виготовлення колоїдного розчину із желатину.

У невелику каструлю налийте склянку (0,2 л) гарячої води з чайника та всипте половину чайної ложки желатину й ретельно перемішайте, поки весь желатин не розчиниться. Колоїдний розчин готовий. Дайте йому охолонути й випробуйте лазерною указкою. Для цього перелийте розчин у прозору склянку і в темній кімнаті спрямуйте промінь указки на розчин так, щоб ви побачили цей промінь збоку. Випробуйте указкою звичайну чисту воду. Порівняйте результати.

**2.** Виготовлення гелю (желе) із желатину.

Спосіб виготовлення желе такий самий, як і в досліді 1, тільки на одну склянку гарячої води вам знадобиться одна столова ложка желатину. Дайте охолонути отриманому колоїдному розчину до кімнатної температури, а потім перелийте в прозору склянку та поставте в холодильник. Желе також можна випробувати лазерною указкою.

**3.** Виготовлення крохмального клейстеру.

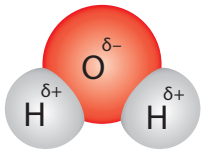
У склянку всипте половину чайної ложки крохмалю й долийте 10–20 мл води. Ретельно перемішайте. У невелику каструлю налийте склянку води (0,2 л) та нагрійте до кипіння. Тоненьким струменем вилийте в окріп суміш води з крохмалем. Ретельно помішуйте впродовж 3–5 хвилин. Перелийте в прозору склянку та дайте охолонути. Колоїдний розчин випробуйте лазерною указкою, як описано в досліді 1.

**4.** У звіті про виконання експерименту перелічіть колоїдні розчини, що ви приготували, їхні характерні ознаки та можливість відрізнити від інших дисперсних систем.

## § 4. Будова молекули води. Розчинення речовин у воді. Кристалогідрати

**Пригадайте:**

- хімічні сполуки мають сталий склад, який записують хімічною формулою; число атомів елемента в молекулі або формульній одиниці вказують індексом, число окремих атомів, молекул або формульних одиниць указують коефіцієнтом;
- на відміну від хімічних сполук розчини й інші суміші не мають сталого складу;
- термін «формульна одиниця» застосовують замість терміна «молекула» для речовин йонної або атомної будови.




**Мал. 4.1.** Модель молекули води

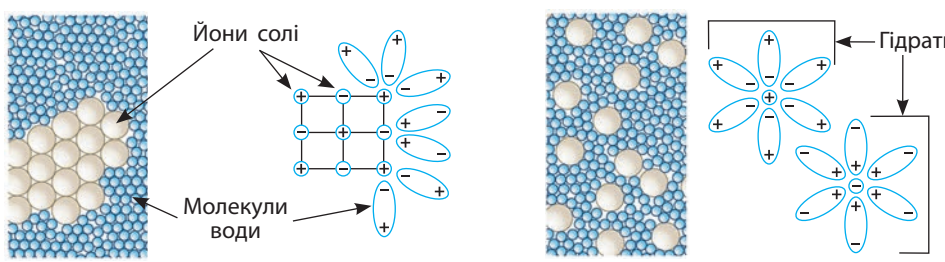
**Мал. 4.2.** Молекула води є диполем

## Вода — полярний розчинник

Вода — найпоширеніший розчинник у природі. У молекулі води між атомами Оксигену й Гідрогену існує ковалентний полярний зв'язок, завдяки чому на атомі Оксигену з'являється певний негативний електричний заряд, а на атомах Гідрогену — позитивний (мал. 4.1). Отже, молекула води з боку атома Оксигену заряджена негативно, а з боку Гідрогену — позитивно. Частинку, в якій на різних її кінцях існують полюси зарядів, називають ***диполем***. Молекула води є диполем, який можна умовно представити еліпсом, як на малюнку 4.2. Завдяки такому розподіленню електричних зарядів молекула води є полярною, а воду називають *полярним розчинником*, причому серед усіх відомих розчинників вода є найбільш полярним.

## Розчинення речовин у воді

Розглянемо процес розчинення у воді солі — речовини йонної будови. У разі потрапляння кристала солі у воду молекули води орієнтуються навколо заряджених йонів: до позитивно заряджених йонів молекули притягуються негативним полюсом, а до негативних йонів — позитивним полюсом (мал. 4.3). Молекули води починають притягувати йони до себе. Коли сила притягання йонів до молекул води стає більшою за силу, що утримує йони між собою, йон в оточенні молекул води переходить у розчин. Молекули води, що оточують йони в розчині, називають *гідратною оболонкою*, а самі йони, оточені молекулами води,— ***гідратами***. Подібним чином розчиняються у воді й молекулярні речовини.




**Мал. 4.3.** Розчинення йонного кристала у воді

У процесі розчинення речовин можна виділити три стадії:

1) взаємодія частинок речовини з молекулами розчинника — гідратація;

2) руйнування структури речовини (кристалічних ґраток);

3) розподілення гідратованих частинок у розчиннику — дифузія (мал. 4.4).

**Мал. 4.4.** Дифузія калій перманганату у воді

## Теплові явища під час розчинення

Під час утворення гідратів теплота виділяється завдяки утворенню нових міжмолекулярних зв'язків між частинками, а під час стадії руйнування кристала — поглинається: енергія витрачається на руйнування зв'язків між частинками в кристалі.

Залежно від сукупності теплових ефектів на двох стадіях процес розчинення відбувається з поглинанням або виділенням теплоти ($Q$):

• якщо під час гідратації енергії виділяється більше, ніж витрачається на руйнування кристалічних ґраток, то під час розчинення речовини теплота виділяється і розчин *нагрівається*;

• якщо на руйнування кристала витрачається енергії більше, ніж виділяється під час гідратації, то розчин *охолоджується*.

**$Q$(розч.) = $Q$(гідр.) − $Q$(руйн. крист. ґраток):**
• $Q$(гідр.) < $Q$(руйн. крист. ґраток), розчин охолоджується;
• $Q$(гідр.) > $Q$(руйн. крист. ґраток), розчин нагрівається.

У більшості випадків під час розчинення речовини у воді виділення або поглинання теплоти відбувається непомітно, оскільки зазвичай ми розчиняємо невеликі порції речовин. Температура такого розчину якщо і змінюється, то лише на декілька градусів, що важко помітити без термометра. Але іноді теплові ефекти добре помітні. Так, під час розчинення концентрованої сульфатної кислоти у воді виділяється настільки багато теплоти, що вода може закипіти. Під час розчинення деяких солей, наприклад амоній нітрату, розчин значно охолоджується, поверхня склянки покривається крапельками води й може примерзнути до столу (мал. 4.5).

**Мал. 4.5.** Поглинання теплоти під час розчинення

Процес розчинення певною мірою можна назвати і фізичним, і хімічним. З одного боку, під час розчинення речовини відбувається її подрібнення, що є ознакою фізичного процесу. З іншого боку, під час розчинення обов'язково відбувається поглинання або виділення теплоти, а в деяких випадках навіть утворюються нові речовини, що є ознакою хімічного процесу. Утім, процес розчинення не відносять ні до того, ні до іншого, а називають його ***фізико-хімічним процесом***.

## Як швидше розчинити речовину?

**Розчинення речовини прискорюється, якщо:**
- подрібнити речовину;
- перемішувати розчин;
- підігріти розчинник.

Знаючи, як відбувається розчинення речовини, ми можемо припустити, як прискорити цей процес. На швидкість розчинення, по-перше, впливає *ступінь подрібнення речовин*: чим дрібніші кристали, тим більша площа зіткнення між речовиною та розчинником і речовина розчиняється швидше.

По-друге, на швидкість розчинення впливає *перемішування*: процес дифузії є досить тривалим, а в разі перемішування вже гідратовані частинки не скупчуються навколо кристала, а віддаляються від нього, звільняючи місце для ще не сполучених молекул розчинника.

По-третє, на швидкість розчинення впливає *температура розчину*. Вам відомо, що в гарячій воді цукор розчиняється значно швидше, ніж у холодній. Це пов'язано з тим, що в гарячому розчиннику швидкість дифузії значно більша. Також суттєвим є те, що за підвищення температури молекули або йони в кристалічних ґратках коливаються швидше, і це полегшує руйнування кристалічних ґраток речовини.

## Кристалогідрати

У складі деяких солей іноді містяться молекули води. Наприклад, мідний купорос (мал. 4.6) — це кристалічна речовина, що складається з купрум(II) сульфату й води. Але на відміну від розчину купрум(II) сульфату, у якому співвідношення солі й води може бути будь-яким, у мідному купоросі на кожну формульну одиницю купрум(II) сульфату припадає п'ять молекул води. Це істотно відрізняє мідний купорос від розчину купрум(II) сульфату. Отже, мідний купорос — це індивідуальна хімічна сполука з певною хімічною формулою, а не механічна суміш двох речовин.

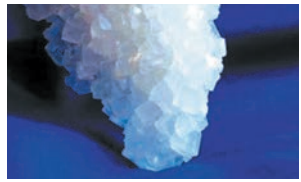
Речовин, у складі яких, крім солей, міститься вода, існує доволі багато, усі вони мають кристалічну будову, тому їх називають

натрій сульфат декагідрат $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ — глауберова сіль

ферум(II) сульфат гептагідрат $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ — залізний купорос

купрум(II) сульфат пентагідрат $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ — мідний купорос

кальцій сульфат дигідрат $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ — гіпс



натрій карбонат декагідрат $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ — кристалічна сода

калій хром(III) дисульфат додекагідрат $KCr(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ — хромокалієві галуни

**Мал. 4.6.** Кристалогідрати

*кристалогідратами*. Воду, що міститься у складі кристалогідратів, називають *кристалізаційною*.

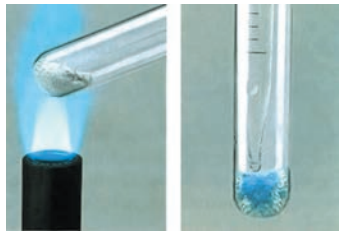
Кристалогідрати — це нестійкі кристалічні речовини, що складаються із солі та кристалізаційної води в певному стехіометричному співвідношенні.

Оскільки кристалогідрати мають певний сталий склад, його можна описати хімічною формулою. Наприклад, склад мідного купоросу записують так: $CuSO_4 \cdot 5H_2O$. За сучасною номенклатурою мідний купорос має назву купрум(II) сульфат пентагідрат, а його формулу зазвичай вимовляють так: купрум ес о чотири на п'ять молекул води.

Більшість кристалогідратів яскраво забарвлені та мають власні традиційні назви (мал. 4.6).

Зазвичай кристалогідрати є нестійкими сполуками, які під час нагрівання легко втрачають кристалізаційну воду, перетворюючись на звичайні безводні солі. Так, під час прожарювання мідного купоросу сині кристали перетворюються на білий порошок безводного купрум(II) сульфату (мал. 4.7, *а*, с. 30):

$$CuSO_4 \cdot 5H_2O \overset{t}{=} CuSO_4 + 5H_2O$$



*а* *б*

**Мал. 4.7.** Зміна кольору мідного купоросу: *а* — у разі втрачання води під час прожарювання; *б* — у разі додавання води до безводної солі

Під час зберігання безводних солей у негерметичних посудинах вони поглинають воду з повітря й перетворюються на кристалогідрати (мал. 4.7, *б*). Більшість ґрунтів, порід і мінералів являють собою кристалогідрати різних сполук.

*Лінгвістична задача*

Вам із 7 класу відоме поняття «гідрат», що означає «продукт приєднання води». Що спільного й чим відрізняються поняття «гідрат» і «кристалогідрат»?

## Ключова ідея

Вода — полярний розчинник і добре розчиняє інші полярні речовини. В істинних розчинах речовини існують у вигляді гідратів — окремих йонів або молекул, оточених молекулами води.

## Контрольні запитання

**42.** Чому молекула води є полярною? Які частинки називають диполями?

**43.** Опишіть процес розчинення речовин у воді.

**44.** Чому під час розчинення речовин поглинається або виділяється теплота? Від чого це залежить?

**45** До яких процесів — фізичних чи хімічних — належить процес розчинення? Відповідь поясніть.

**46.** Які чинники і як впливають на швидкість розчинення речовин? Які умови необхідно створити для прискорення розчинення?

**47.** Чи можна виділити кристалізаційну воду з кристалогідратів? Яким чином?

## Завдання для засвоєння матеріалу

**48.** Як відрізнити кристалогідрат від безводної солі?

**49.** Складіть рівняння реакцій, що відбуваються під час прожарювання глауберової солі та кристалічної соди.

**50.** Магній сульфат утворює кристалогідрат, що також називають англійською сіллю. Учень розчинив англійську сіль масою 1,23 г у воді й додавав розчин барій хлориду до завершення процесу утворення осаду. Маса осаду виявилася 1,165 г. Визначте склад англійської солі.

**51.** Визначте формулу кристалогідрату натрій карбонату, якщо відомо, що під час прожарювання цієї речовини масою 14,3 г її маса зменшилася на 9 г.

**52.** У народних казках трапляється ситуація, коли герой вичавлює воду з каменя. Чи можливо таке з хімічної точки зору?

**53.** Як ви вважаєте, чи відрізняється механізм розчинення молекулярних і йонних речовин? Речовини з яким типом зв'язку краще розчиняються у воді? Відповідь обґрунтуйте.

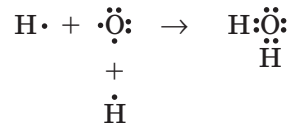
## § 5. Поняття про водневий зв'язок

**Пригадайте:** як утворюється ковалентний зв'язок.

### Поняття про водневий зв'язок

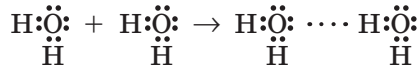
Завдяки полярності й електронній будові молекул води між ними утворюється особливий тип хімічного зв'язку — ***водневий***. На відміну від уже відомих вам типів хімічного зв'язку, водневий зв'язок є міжмолекулярним, тобто утворюється між молекулами.

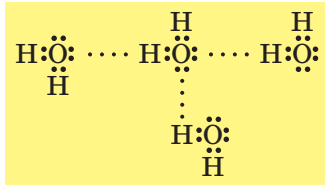
Пригадаємо електронну будову молекули води, яку ми розглянули ще у 8 класі: під час утворення молекули води між атомами Оксигену й Гідрогену утворюються дві спільні електронні пари, які зумовлюють ковалентний зв'язок у молекулі води. При цьому в атома Оксигену ще залишаються дві неподілені електронні пари:



Ці електронні пари утворюють підвищену електронну густину навколо атома Оксигену й дозволяють йому взаємодіяти з іншими частинками (йонами або молекулами), у яких «дефіцит» електронної густини. У молекулі води зв'язок між атомом Гідрогену й Оксигену дуже полярний, тобто спільні електронні пари значно зміщені в бік атома Оксигену. Завдяки цьому на атомах Гідрогену відчувається «дефіцит» електронів і виникає певний позитивний заряд.

Отже, між атомом Оксигену однієї молекули води та атомом Гідрогену іншої молекули виникає додаткова взаємодія:





**Мал. 5.1.** Атоми Гідрогену й Оксигену в молекулі води утворюють водневі зв'язки із сусідніми молекулами

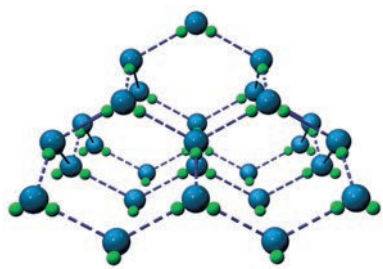
Таку взаємодію називають *водневим зв'язком* і позначають рядом крапок (мал. 5.1). Цей зв'язок не такий міцний, як ковалентний, але достатній, щоб утримувати молекули води разом на певній відстані.

Водневий зв'язок — це взаємодія атома Гідрогену, сполученого з електронегативним атомом (Оксигену, Нітрогену або Флуору), однієї молекули зі значно електронегативним атомом іншої молекули.

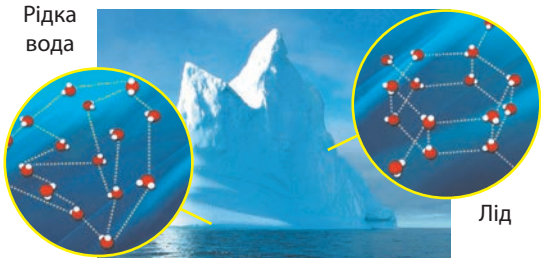
## Вплив водневого зв'язку на фізичні властивості речовин

У воді атом Оксигену завдяки двом неподіленим електронним парам утворює зв'язки з атомами Гідрогену двох сусідніх молекул води. У свою чергу атоми Гідрогену цієї молекули утворюють зв'язки з атомами Оксигену інших молекул води (мал. 5.2). У такий спосіб кожна молекула води може утворити по чотири водневі зв'язки з іншими молекулами води. Це зумовлює специфічні властивості води: у твердому стані густина льоду менша порівняно з рідкою водою, тому під час замерзання вода розширюється (мал. 5.3).

Завдяки додатковому зв'язуванню молекул водневими зв'язками вода виявляє певні аномальні фізичні властивості. Так, молекулярні речовини з невеликими молекулярними масами характеризуються низькими температурами кипіння та плавлення. Але завдяки водневим зв'язкам у води аномальна висока температура кипіння ($M_r$ = 18, $t_{кип.}$ = +100 °C) порівняно, наприклад, із киснем ($M_r$ = 32, $t_{кип.}$ = −183 °C), гідроген сульфідом ($M_r$ = 34, $t_{кип.}$ = −60,8 °C), гідроген йодидом ($M_r$ = 128, $t_{кип.}$ = −35,4 °C). Серед цих речовин у води молекули найлегші, а температура кипіння — найбільша, оскільки на руйнування додаткової взаємодії потрібна додаткова енергія (додаткове нагрі-



**Мал. 5.2.** Кристалічні ґратки твердої води: кожна молекула утворює по чотири водневі зв'язки із сусідніми молекулами




*а*

*б*

**Мал. 5.3.** У рідкій воді молекули води розташовані невпорядковано та близько одна до одної; у льоду молекули розташовані впорядковано й на більшій відстані, тому лід легший за воду (*а*). Під час замерзання вода розширюється, внаслідок чого закрита скляна пляшка з водою в морозилці лопається (*б*)

вання). Наявність водневих зв'язків зумовлює великий поверхневий натяг води, завдяки чому багато комах здатні переміщатися по воді.

Можливістю утворення водневих зв'язків з молекулами інших речовин, що також здатні утворювати такі зв'язки, пояснюється добра розчинність багатьох речовин у воді: спирту, цукру, ацетону, оцтової кислоти тощо.

Наявність додаткового зв'язування молекул водневими зв'язками також зумовлює аномально високу теплоємність води: щоб пришвидшити тепловий рух, молекулам необхідно надати значно більше теплоти. Така особливість води має велике значення для формування клімату на Землі. Поблизу морів та океанів клімат м'якіший, ніж у центрі континентів.

Водневий зв'язок можуть утворювати не тільки молекули води, а й молекули інших речовин: неорганічних (гідроген флуориду HF, амоніаку $NH_3$ тощо) та органічних (етилового спирту, ацетону, оцтової кислоти тощо), що зумовлює їхню добру розчинність у воді.

Завдяки водневим зв'язкам молекули білків та нуклеїнових кислот мають спіральну будову, про що ви докладніше дізнаєтеся на уроках біології та під час вивчення органічної хімії.

## Ключова ідея

Водневий зв'язок — особливий тип міжмолекулярної взаємодії. Наявність водневих зав'язків зумовлює аномальні фізичні властивості води, а також розчинність багатьох речовин.

## Контрольні запитання

**54.** Який зв'язок називають водневим? Завдяки чому він утворюється?

**55.** Як впливає наявність водневого зв'язку на фізичні властивості води?

**56.** Порівняйте наведені в тексті параграфа молекулярні маси сполук та їхні температури кипіння. Який факт свідчить про наявність водневого зв'язку між молекулами води?

**57.** Як ви вважаєте, чому можливість утворення водневого зв'язку впливає на розчинність речовин та теплоємність і поверхневий натяг води?

### Завдання для засвоєння матеріалу

**58*.** Використовуючи пластилін або інший матеріал, виготовте моделі молекул води та з'єднайте їх водневими зв'язками, як показано на малюнку 5.2. За можливості створіть комп'ютерну модель.

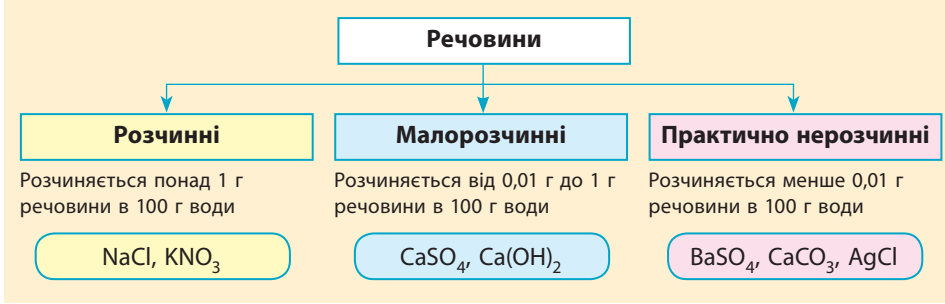
**59*.** Знайдіть інформацію щодо впливу водневого зв'язку на фізичні властивості речовин та його роль у біологічних системах.

## § 6. Розчинність речовин, її залежність від різних чинників

### Розчинність речовин

Здатність речовини розчинятися у воді називають ***розчинністю***. За розчинністю речовини умовно поділяють на добре розчинні, малорозчинні й практично нерозчинні (схема 3).

**Схема 3. Класифікація речовин за розчинністю у воді**




Якщо в розчині в результаті хімічної реакції утворюється речовина малорозчинна або практично нерозчинна у воді, то вона випадає у вигляді осаду — розчин втрачає прозорість, стає мутним.

Розчинність деяких неорганічних речовин наведено в таблиці розчинності кислот, солей і гідроксидів у воді (див. форзац 2).

### Межі розчинності речовин

Переважна більшість речовин обмежено розчинні в різних розчинниках. Кількісно їхню розчинність виражають числом, яке показує

найбільшу масу речовини, що може розчинитися в 100 г розчинника за певних умов. Цю величину називають ***коефіцієнтом розчинності***, або просто ***розчинністю***. Наприклад, у 100 г води за 20 °C можна розчинити не більше 32 г $KNO_3$, 36 г NaCl, 0,25 г $CaSO_4$ і лише 0,007 г $CaCO_3$. Ці дані можна знайти в довідниках.

Зверніть увагу: кальцій карбонат, який вважають практично нерозчинним, насправді незначною мірою переходить у розчин. Абсолютно нерозчинних речовин не існує.

Деякі рідини, наприклад етиловий спирт, гліцерол, ацетон, сульфатна, нітратна й оцтова кислоти, необмежено розчинні у воді — їх можна змішувати з водою в будь-яких співвідношеннях (мал. 6.1). Бензин, гас, олія, хлороформ і багато інших рідин розчинні у воді незначною мірою, тому їх вважають практично нерозчинними. Якщо таку рідину, наприклад рослинну олію, вилити у воду й збовтати (мал. 6.2, *а*), то через певний час утворяться два окремих шари — верхній (олія) і нижній (вода) (мал. 6.2, *б*). Про такі рідини говорять, що вони не змішуються.

Гази також значно відрізняються за розчинністю. Найбільш розчинними у воді є гідроген хлорид HCl і амоніак $NH_3$. За температури 0 °C й атмосферного тиску в 1 л води можна розчинити 500 л гідроген хлориду і 1200 л амоніаку!

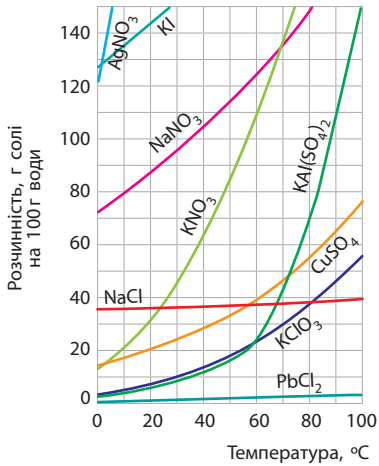
Розчинність інших газів у воді значно нижча. Так, за цих самих умов в 1 л води розчиняється лише 1,7 л вуглекислого газу, 50 мл кисню, 23 мл азоту та 21,5 мл водню. Найменш розчинним газом є гелій — 9,7 мл в 1 л води.

**Мал. 6.1.** Спирт із водою утворює розчин — однорідну суміш

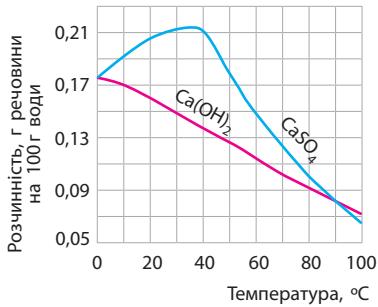
*а*

*б*

**Мал. 6.2.** Емульсія олії у воді не стійка: після струшування (*а*) через певний час рідини розшаровуються (*б*)

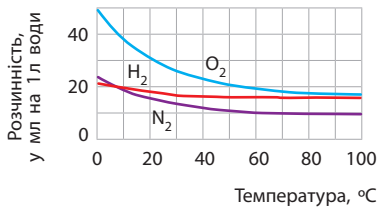



*а*




*б*

**Мал. 6.3.** Залежність розчинності деяких твердих речовин від температури: *а* — у більшості твердих речовин розчинність збільшується; *б* — у деяких залежність складна




**Мал. 6.4.** Залежність розчинності деяких газів від температури

## Залежність розчинності речовин від температури

Розчинність речовин залежить від температури. Для більшості *твердих речовин* з підвищенням температури вона помітно збільшується. Кухонна сіль майже однаково розчиняється у холодній і гарячій воді, а вапно й гіпс краще розчинні в холодній воді.

**За підвищення температури розчинність:**
- твердих і рідких речовин збільшується;
- газуватих речовин зменшується.

Експериментально встановлено, що за температури 0 °С у 100 г води може розчинитися не більше 13 г калійної селітри $KNO_3$, за 40 °С — 64 г, а за 100 °С — 244 г. Залежність розчинності від температури відображають на *кривих розчинності* (мал. 6.3).

Розчинність *газуватих речовин*, навпаки, із підвищенням температури зменшується (мал. 6.4). Якщо холодну водопровідну воду нагрівати, не доводячи до кипіння, то на дні й стінках посудини утворяться бульбашки повітря, яке було розчинене у воді та почало з неї виділятися.

## Залежність розчинності речовин від тиску

На відміну від рідин і твердих речовин, розчинність газів залежить також від тиску: гази значно краще розчиняються за підвищення тиску. Вам, напевно, доводилося відкривати пляшку з газованою водою. Під час виготовлення газованих напоїв воду насичують

вуглекислим газом за підвищеного тиску, а пляшку герметично закривають. У разі відкриття пляшки тиск у ній знижується до атмосферного, розчинність вуглекислого газу різко зменшується і надлишковий вуглекислий газ починає бурхливо виділятися.

**За підвищення тиску розчинність:**
- твердих та рідких речовин практично не змінюється;
- газуватих речовин збільшується.

Ще алхіміки сформулювали один з головних принципів, що визначає розчинність речовин: *подібне розчиняється в подібному*. Ґрунтуючись на цьому принципі, можна пояснити, чому деякі речовини розчиняються в одному розчиннику й не розчиняються в іншому. Речовин, що розчинялися б абсолютно в усіх розчинниках, не існує. Так, полярні речовини добре розчиняються в полярних розчинниках (вода, етиловий спирт тощо), гірше розчиняються в малополярних (ацетон тощо) і майже не розчиняються в неполярних (бензен, петролейний ефір тощо). Наприклад, цукор добре розчиняється у воді й узагалі не розчиняється в бензені. І навпаки, неполярні речовини добре розчиняються в неполярних розчинниках і погано — у полярних. Наприклад, сірка не розчиняється (і навіть не змочується) у воді, але добре розчиняється в бензені.

Під час азійського походу військо Александра Македонського навесні 326 р. до н. е. дійшло до берегів річки Інд. Але, вступивши на територію Індії, солдати почали дуже хворіти на кишкові інфекції, що навіть змусило Александра відступити. Утім, помітили, що солдати хворіли значно частіше, ніж воєначальники, хоча в походах усі жили в однакових умовах. Тільки через 2000 років виявили причину, чому так сталося: рядові воїни пили з олов'яних келихів, а в начальників були срібні. А срібло, хоча й у мізерній кількості, розчиняється у воді, надаючи їй бактерицидних властивостей (у такій воді гинуть бактерії). Від XIX ст. до відкриття антибіотиків таку воду використовували для промивання ран.

## Ключова ідея

Деякі речовини необмежено розчиняються у воді, але в більшості речовин розчинність обмежена. За цією характеристикою виділяють розчинні, малорозчинні та практично нерозчинні речовини.

## Контрольні запитання

**60.** Наведіть приклади розчинних і нерозчинних у воді кислот.
**61.** Наведіть приклади нерозчинних, малорозчинних та розчинних солей.
**62.** Які ви знаєте рідини й гази, що добре розчиняються у воді?
**63.** Наведіть приклади речовин, розчинність яких у разі нагрівання: а) збільшується; б) зменшується; в) майже не змінюється.

## Завдання для засвоєння матеріалу

**64.** Чому акваріуми не можна наповнювати кип'яченою водою?

**65.** У воду випадково потрапив бензин. Як його можна виокремити від води? Чи буде вода мати запах бензину, якщо розділення проводити шляхом: а) відстоювання; б) дистиляції?

**66.** Які з наведених газів — кисень, гідроген хлорид, азот, амоніак, гелій — можна збирати: а) над водою; б) тільки витісненням повітря? Чому?

**67.** За кривою розчинності (мал. 6.3) визначте, яку масу солі можна розчинити в 1 кг води: а) аргентум(I) нітрату за 0 °C; б) натрій нітрату за 20 °C; в) купрум(II) сульфату за 30 °C; г) плюмбум(II) хлориду за 100 °C; д) калій нітрату за 10 °C та 50 °C.

**68.** За кривою розчинності (мал. 6.3) визначте: а) сіль, розчинність якої найменша серед наведених; б) сіль, розчинність якої найбільша за 0 °C та 20 °C; в) сіль, розчинність якої найбільше залежить від температури; г) сіль, розчинність якої найменше залежить від температури.

**69.** За малюнком 6.3 порівняйте розчинність купрум(II) сульфату та натрій хлориду за температур 20 °C та 80 °C.

**70.** У воді за 80 °C розчинили максимальну кількість натрій нітрату. Розчин остудили до кімнатної температури. Що спостерігатиметься?

**71.** Під час виготовлення сильногазованої води в одній пляшці води об'ємом 1 л розчиняють близько 1600 мл вуглекислого газу. У такій відкритій пляшці в розчиненому стані лишається близько 880 мл вуглекислого газу. Який об'єм вуглекислого газу виділиться в разі відкриття пляшки сильногазованої води об'ємом 1 л. Більше чи менше газу виділиться, якщо пляшку заздалегідь охолодити? А якщо пляшка зберігалася в теплому місці (на сонці)?

**72.** У лабораторії перед заняттям з хімічних властивостей вуглекислого газу приготували вапняну воду. Для цього у воді масою 150 г розчинили максимально можливу кількість кальцій гідроксиду. Обчисліть, яку максимальну масу осаду можна добути під час пропускання вуглекислого газу крізь приготований розчин. Для розрахунків скористайтеся інформацією з малюнка 6.3, якщо температура в лабораторії була 20 °C.

**73.** За кімнатної температури у воді об'ємом 1 л максимально розчиняється $6{,}3 \cdot 10^{-3}$ моль барій флуориду. Обчисліть масу такої кількості речовини барій флуориду. Якою речовиною (розчинною, малорозчинною чи практично нерозчинною) є барій флуорид?

**74.** За інформацією параграфа визначте, якими речовинами (розчинними, малорозчинними чи практично нерозчинними) є: а) амоніак; б) вуглекислий газ; в) кисень. Відповідь поясніть.

**75.** За мал. 6.3 визначте, на скільки більше (за масою) калій нітрату можна максимально розчинити у 100 г води за температури 60 °C, ніж за 30 °C.

**76.** Запропонуйте план експерименту для визначення розчинності речовини у воді. Які вимірювання ви маєте зробити для досягнення мети? Які чинники впливатимуть на точність експерименту?

## § 7. Характеристики розчинів

### Концентровані й розведені розчини

У хімії розчини умовно поділяють на *концентровані* й *розведені*. Розчин, у якому міститься багато розчиненої речовини і, відповідно, мало розчинника, називають ***концентрованим*** (мал. 7.1). Наприклад, розсіл — це концентрований розчин кухонної солі, а цукровий сироп — концентрований розчин цукру. У ***розведеному*** розчині міститься мало розчиненої речовини. Підсолений суп і несолодкий чай із цукром є прикладами розведених розчинів.

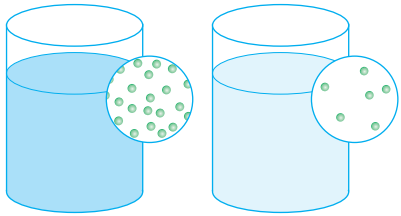
Добре відомий вам оцет є водним розчином оцтової кислоти. Його випускають різної концентрації (від 4 до 12 %), обов'язково зазначаючи її на етикетці (мал. 7.2).

Чіткої межі між концентрованими й розведеними розчинами не існує, як не існує межі між поняттями «мало» і «багато». Іноді вважають, що в концентрованому розчині маси розчиненої речовини і розчинника мають відрізнятися не більше, ніж у 10 разів. Тобто концентрованим має бути розчин із масовою часткою розчиненої речовини більшою за 10 %.

### Насичені й ненасичені розчини

Розчин, у якому речовина ще може розчинятися за певної температури, називають ***ненасиченим*** (мал. 7.3, *а*, с. 40). Ненасиченим, наприклад, буде розчин, отриманий додаванням 5 г кухонної солі (приблизно одна чайна ложка) на 100 г води.

Розчин, у якому за певної температури речовина більше не розчиняється, називають ***насиченим*** (мал. 7.3, *б*, с. 40). У насиченому




**Мал. 7.1.** Концентрований і розведений розчини відрізняються числом частинок розчиненої речовини в розчиннику

*а* *б* *в*

**Мал. 7.2.** Розчини оцтової кислоти різної концентрації: *а, б* — розведені розчини (столовий або яблучний оцет); *в* — концентрований розчин (оцтова есенція)

*а* *б* *в*

**Мал. 7.3.** Розчини різної концентрації: *а* — ненасичений розчин (додані кристалики речовини із часом розчиняються); *б* — насичений розчин (у разі додавання речовина вже не розчиняється); *в* — пересичений розчин (розчинена речовина виділяється з розчину, додані кристалики збільшуються)

розчині вміст розчиненої речовини є максимальним за певних умов. Наприклад, розчинність кухонної солі за кімнатної температури становить 36 г на 100 г води, отже, для приготування насиченого розчину потрібно розчинити 36 г солі у 100 г води. Більшу кількість солі за цих умов розчинити вже неможливо. Маса розчину при цьому буде дорівнювати 136 г.

Під час повільного охолодження насичених розчинів багатьох солей або під час поступового випарювання води надлишкова сіль виділяється з розчину у вигляді кристалів або утворюється *пересичений* розчин (мал. 7.3, *в*).

За певних умов можна добути пересичений розчин, тобто розчин, у якому розчинено речовини більше, ніж може бути розчинено за даної температури. Такі розчини є дуже нестабільними й за незначного впливу «намагаються» надлишок речовини виділити в осад. Наприклад, пересичений розчин натрій ацетату навіть у разі дотику до нього виділяє надлишок солі й перетворюється на суміш води із сіллю.

Кристалізація пересиченого розчину

## Масова частка розчиненої речовини

Однією з характеристик розчинів є *масова частка розчиненої речовини*, яку ви вивчали ще в 7 класі.

Масова частка розчиненої речовини в розчині показує, яка частина маси розчину припадає на розчинену речовину.

Згадаємо, що масову частку обчислюють за формулою:

$$w(\text{речовини}) = \frac{m(\text{речовини})}{m(\text{розчину})} \quad \text{або} \quad w(\text{речовини}) = \frac{m(\text{речовини})}{m(\text{розчину})} \cdot 100\,\%$$

При цьому маса розчину дорівнює сумі мас усіх компонентів розчину:

$$m(\text{розчину}) = m(\text{речовини}) + m(\text{води})$$

Знаючи масу розчину й масову частку розчиненої речовини, можна обчислити масу розчиненої речовини:

$$m(\text{речовини}) = w(\text{речовини}) \cdot m(\text{розчину})$$

Для повторення того, як обчислювати масову частку розчиненої речовини, розгляньмо типові задачі.

**Задача 1.** Обчисліть масу розчину кислоти з масовою часткою 30 %, що містить 90 г кислоти.

| | |
|---|---|
| ***Дано:***<br>$m$(кислоти) = 90 г<br>$w$(кислоти) = 30 %, або 0,3 | ***Розв'язання:***<br>За формулою для масової частки визначаємо масу розчину:<br>$m(\text{розчину}) = \frac{m(\text{речовини})}{w(\text{речовини})}$ |
| $m$(розчину) — ? | Підставляємо дані умови задачі:<br>$m$(розчину) = 90 г / 0,3 = 300 г.<br>***Відповідь:*** 300 г розчину кислоти. |

Знаючи склад насичених розчинів, можна також обчислити масову частку речовин у них або визначити маси речовин для їх приготування.

**Задача 2.** За певної температури у воді масою 100 г розчиняється ферум(II) сульфат масою максимум 26,3 г. Обчисліть масову частку ферум(II) сульфату в такому насиченому розчині.

| | |
|---|---|
| ***Дано:***<br>$m$(води) = 100 г<br>$m(FeSO_4)$ = 26,3 г | ***Розв'язання:***<br>Якщо у 100 г води максимально розчиняється наведена маса солі, то маса насиченого розчину становить:<br>$m$(розчину) = 100 г + 26,3 г = 126,3 г. |
| $w$(солі) — ? | Обчислюємо масову частку солі в такому розчині:<br>$w$(солі) = 26,3 г / 126,3 г = 0,208, або 20,8 %.<br>***Відповідь:*** 20,8 %. |

**Задача 3.** За кривою розчинності (мал. 6.3) визначте максимальну розчинність калій нітрату за 20 °C та обчисліть масову частку солі в такому насиченому розчині.

***Дано:***
$m$(води) = 100 г

$m(KNO_3)$ — ?
$w$(солі) — ?

***Розв'язання:***
За графіком визначаємо, що за температури 20 °C у 100 г води розчиняється близько 32 г солі. Обчислимо масову частку солі в такому насиченому розчині.
$w$(солі) = 32 г / (100 + 32) г = 0,242, або 24,2 %.
***Відповідь:*** 32 г, 24,2 %.

**Задача 4.** Обчисліть маси купрум(II) сульфату й води, що містяться в мідному купоросі масою 25 г.

***Дано:***
$m(CuSO_4 \cdot 5H_2O)$ = = 25 г

$m(CuSO_4)$ — ?
$m(H_2O)$ — ?

***Розв'язання:***
Формула мідного купоросу дозволяє визначити стехіометричні співвідношення купрум(II) сульфату та води в ньому: у купоросі кількістю 1 моль міститься купрум(II) сульфат кількістю 1 моль та 5 моль води. Отже,

$$n(\text{купоросу}) = n(CuSO_4) = \frac{n(H_2O)}{5}$$

Обчислимо кількість речовини купоросу:

$$n(\text{купоросу}) = \frac{m(\text{купоросу})}{M(\text{купоросу})} = \frac{25\ \text{г}}{250\ \text{г/моль}} = 0{,}1\ \text{моль}$$

Така кількість мідного купоросу містить 0,1 моль купрум(II) сульфату та 0,5 моль води.
Маса купрум(II) сульфату дорівнює:

$$m(CuSO_4) = n(CuSO_4) \cdot M(CuSO_4) =$$
$$= 0{,}1\ \text{моль} \cdot 160\ \text{г/моль} = 16\ \text{г}.$$

Масу води також можна обчислити як різницю мас, а можна з використанням кількості речовини води:

$$m(H_2O) = n(H_2O) \cdot M(H_2O) = 0{,}5\ \text{моль} \cdot 18\ \text{г/моль} = 9\ \text{г}.$$

***Відповідь:*** $m(CuSO_4)$ = 16 г; $m(H_2O)$ = 9 г.

### *Лінгвістична задача*

Латиною *centrum* означає «центр, осередок», а з префіксом *con-* це слово означає «скупчення, зосередження» (сил або засобів). Поясніть значення термінів «концентричні (наприклад, окружності)», «концентровані (наприклад, розчини)» та «концентрація (розчинів)».

- Рекордсменом за розчинністю у воді є стибій(III) хлорид. Алхіміки називали цю речовину сурм'яна олія. За звичайних умов в 1 л води можна розчинити майже 10 кг цієї речовини. Ще одним вражаючим прикладом розчинності твердих речовин є цезій флуорид: за 0 °C в 1 л води розчиняється понад 5 кг цієї речовини.
- У північних морях, де температура води нижча, ніж у теплих, живе набагато більше риби, оскільки розчинність кисню в холодній воді більша.

## Ключова ідея

Розчин, у якому речовина вже не може розчинятися за певної температури, називають насиченим, а якщо речовина ще може розчинятися, то розчин є ненасиченим. Розчини із суттєвою кількістю розчиненої речовини називають концентрованими, а з малою — розведеними.

## Завдання для засвоєння матеріалу

**77.** Дайте визначення поняттям: «розчинність», «насичений розчин», «ненасичений розчин», «розведений розчин», «концентрований розчин».

**78.** Чи можна приготувати розчин, що є одночасно і насиченим, і розведеним? і концентрованим, і ненасиченим? Наведіть приклади.

**79.** За даними, наведеними в попередньому параграфі, визначте, чи можна приготувати насичений за 20 °C розчин, використовуючи 10 г води та по 1 г солей: а) кухонної солі; б) калійної селітри; в) крейди.

**80.** У 100 г води за 20 °C розчинили кухонну сіль масою 32 г. Чи буде такий розчин: а) насиченим; б) концентрованим?

**81.** Який об'єм води необхідний для приготування насиченого розчину калій хлориду, що містить 54 г солі, якщо розчинність калій хлориду за даної температури дорівнює 33 г на 100 г води? Обчисліть масу цього розчину.

**82.** За температури 60 °C у 100 г води максимально розчиняється 110 г калій нітрату. Визначте масову частку солі в насиченому за цієї температури розчині.

**83.** Який об'єм води необхідний для приготування насиченого розчину магній сульфату, що містить 10 г солі, якщо розчинність солі за даної температури дорівнює 33,7 г на 100 г води?

**84.** В 1 л води за 0 °C і атмосферного тиску розчиняється близько 500 л гідроген хлориду (н. у.). Обчисліть масову частку гідроген хлориду в насиченому розчині. Як потрібно змінити умови, щоб одержати більш концентрований розчин?

**85.** Визначте максимально можливу масу калій хлориду, що можна розчинити у воді масою 100 г за 25 °C, якщо для приготування насиченого розчину за цієї температури на 25 г води потрібна сіль масою 8,75 г.

**86.** Обчисліть масу осаду, який утвориться в разі зливання розчину, що містить ферум(III) хлорид у достатній кількості, та 200 г розчину з масовою часткою натрій гідроксиду 0,24.

**87.** До розчину калій карбонату масою 200 г із масовою часткою солі 6,9 % додавали хлоридну кислоту до припинення виділення газу. Обчисліть об'єм газу, що виділився (н. у.).

**88.** Хлоридну кислоту масою 150 г із масовою часткою кислоти 3,65 % нейтралізували барій гідроксидом. Обчисліть масу утвореної солі.

**89*.** Під час застосування цинку як мікродобрива його додають у кількості близько 4 кг цинк сульфату гептагідрату $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$ на гектар. Обчисліть масу безводної солі в цьому зразку кристалогідрату.

**90*.** Обчисліть масову частку солі в розчині, отриманому додаванням води масою 500 г до: а) мідного купоросу масою 62,5 г; б) глауберової солі масою 80,5 г; в) залізного купоросу масою 278 г; г) манган(II) сульфат гептагідрату $MnSO_4 \cdot 7H_2O$ масою 138,5 г; д) ферум(III) хлориду нонагідрату $FeCl_3 \cdot 9H_2O$ масою 64,9 г.

**91*.** Для обробки рослин використовують розчин ферум(II) сульфату з масовою часткою 2 %. Обчисліть маси ферум(II) сульфату гептагідрату і води, що необхідні для приготування такого розчину масою 1 кг. Якою масою безводного ферум(II) сульфату можна замінити обчислену вами масу кристалогідрату?

## § 8. Електроліти й неелектроліти. Електролітична дисоціація

**Пригадайте:** електричний струм — це спрямований рух заряджених частинок.

### Поняття про електроліти

Наприкінці XIX століття було експериментально доведено, що розчини більшості неорганічних сполук, наприклад кухонної солі, соди, калійної селітри, добре проводять електричний струм. Такі речовини назвали *електролітами*. А чиста, точніше дистильована, вода й розчини багатьох органічних речовин, наприклад цукру, етилового спирту, не проводять струм — вони є *неелектролітами* (мал. 8.1). Багато солей, навіть нерозчинні у воді, наприклад барій сульфат, проводять електричний струм у розплавленому стані.

Речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм, називають електролітами, а речовини, що не проводять струм ані в розчині, ані в розплаві, — неелектролітами.

**Мал. 8.1.** Розчини кислоти, лугу та солі проводять електричний струм, а чиста вода — ні

Належність речовини до електролітів чи неелектролітів визначається типом її хімічного зв'язку. Електролітами є сполуки з йонним або дуже полярним ковалентним зв'язком, а неелектролітами є речовини з неполярним або слабополярним ковалентним зв'язком (схема 4).

**Схема 4. Класифікація речовин на електроліти та неелектроліти**

**Речовини**

| **Електроліти** | **Неелектроліти** |
|---|---|
| Розчини або розплави проводять електричний струм | Ні розчини, ні розплави не проводять електричний струм |
| Речовини з йонним або дуже полярним ковалентним зв'язком | Речовини з неполярним або слабополярним ковалентним зв'язком |
| *Неорганічні й органічні солі, кислоти, основи та осно́вні оксиди* | *Прості речовини (метали й неметали), кислотні оксиди, більшість органічних речовин* |

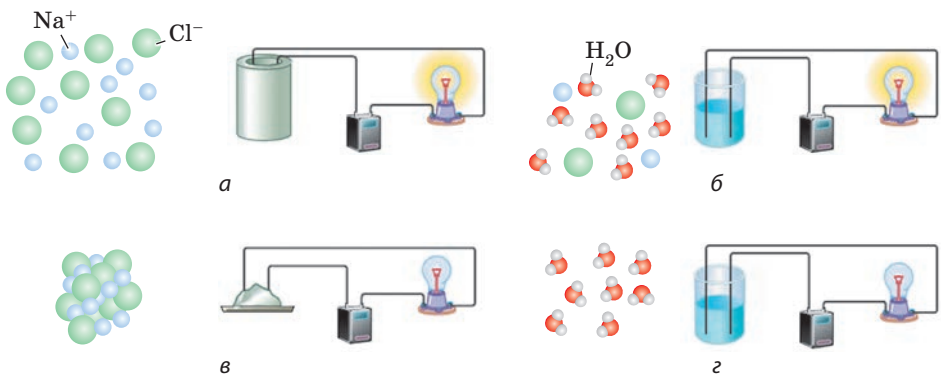
Електроліти мають велике значення в природі та житті людини. Вони містяться у складі всіх живих організмів, де забезпечують перебіг важливих процесів. Біологічні рідини організму людини являють собою розчини, що містять йони, на які розпадаються електроліти — солі, основи, кислоти. Різні йони виконують певну біологічну функцію: беруть участь у процесах живлення та виділення, передачі нервових імпульсів, скорочення м'язів. Без участі електролітів неможливе існування в розчинах молекул білків та ДНК, а отже, неможливим було б і життя на нашій планеті.

## Електролітична дисоціація

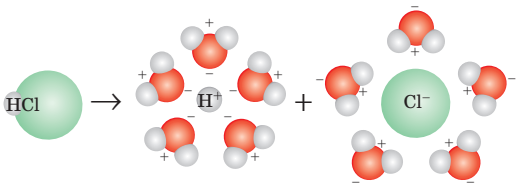
Вам уже відомо, що в речовинах йонної будови, наприклад у кухонній солі, є заряджені частинки — йони. Ви також знаєте, що електричний струм — це спрямований рух заряджених частинок. Чому ж тверда кухонна сіль не проводить електричний струм, а її розчин чи розплав проводять? Відповідь на це питання дав шведський учений Сванте Арреніус. Він припустив, що деякі речовини (електроліти) під час розчинення у воді (або розплавлення) розпадаються на йони, що можуть вільно рухатися. У разі розплавляння частинки речовин стають рухливими (мал. 8.2, *а*), а в разі розчинення вони рівномірно розподілені у воді (мал. 8.2, *б*), тобто в обох випадках здатні вільно рухатися. Завдяки цьому розчини й розплави проводять електричний струм. Йони, що містяться у твердій кухонній солі, розташовані у вузлах кристалічних ґраток і переміщуватися не можуть, тому тверді електроліти електричний струм не проводять (мал. 8.2, *в*). У дистильованій воді йони відсутні, тому вона струм не проводить (мал. 8.2, *г*).

Процес розпаду речовини на йони під час розчинення у воді або плавлення називають електролітичною дисоціацією.

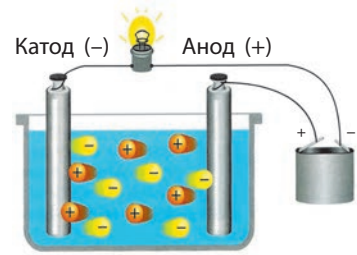
Під час розчинення солей і основ (речовин йонної будови) у розчин переходять йони, що містяться в їхньому складі. Молекулярні речовини дисоціюють дещо по-іншому. Гідроген хлорид — це газ, що складається з полярних молекул HCl. Кожну молекулу, що потрапляє в розчин, одразу оточують диполі води, притягуючись до




**Мал. 8.2.** У розчинах і розплавах електролітів йони вільно переміщуються, тому вони здатні проводити електричний струм: *а* — розплав кухонної солі; *б* — розчин кухонної солі; *в* — тверда кухонна сіль; *г* — чиста вода




**Мал. 8.3.** Електролітична дисоціація гідроген хлориду




**Мал. 8.4.** Рух йонів у розчині під дією електричного поля

неї протилежно зарядженими боками. У результаті такої взаємодії полярний зв'язок у молекулі HCl перетворюється на йонний, а йони, що утворюються, переходять у розчин (мал. 8.3).

Кислоти — це електроліти з ковалентними полярними зв'язками. Тому дисоціювати на йони кислоти можуть тільки у водному розчині під дією молекул води. Чисті кислоти електричний струм не проводять.

Отже, головна відмінність електролітів від неелектролітів полягає в тому, що електроліти розпадаються (дисоціюють) на позитивно й негативно заряджені йони. Під дією електричного поля позитивно заряджені йони (*катіони*) спрямовано рухаються до негативного електрода (катода), а негативно заряджені йони (*аніони*) — до позитивного електрода (анода) (мал. 8.4). Ці висновки, зроблені Арреніусом, є основою сформульованої ним *теорії електролітичної дисоціації*.

Речовини або їхні суміші, що здатні проводити електричний струм, називають провідниками електричного струму. Їх поділяють на два типи: провідники I та II роду. Вони принципово відрізняються частинками, що є носіями електричного заряду, тобто тими частинками, що вільно спрямовано рухаються в електричному полі. У провідниках I роду носіями заряду є електрони, такими провідниками є всі метали та їхні сплави. А розчини та розплави електролітів — це провідники II роду, носіями заряду в них є йони. Тобто метали, як і розчини електролітів, є провідниками електричного струму, але електролітами їх називати не можна, оскільки метали завжди проводять електричний струм завдяки наявності вільних електронів, а електроліти — тільки в розчинах або розплавах, в яких відбувається електролітична дисоціація.

## Рівняння електролітичної дисоціації

Електролітична дисоціація — це не хімічна реакція, оскільки не відбувається перетворення одних речовин на інші. Але для зручності електролітичну дисоціацію записують у формі рівняння, де замість

знака рівності записують стрілку. Записуючи формули йонів у розчині, заряд йонів указують дещо по-іншому, ніж у записі ступеня окиснення: спочатку записують цифрове значення, а потім знак заряду (в однозарядних йонах цифру 1 зазвичай не пишуть).

Так позначають ступінь окиснення, цей заряд стосується тільки Оксигену

Так позначають заряд йонів, цей заряд стосується всього йона $SO_4^{2-}$

$$H_2S\overset{-2}{O}_4 \qquad H_2SO_4^{2-}$$

Наприклад, рівнянням електролітичної дисоціації натрій хлориду є:

$$NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$$

Аналогічно записують рівняння дисоціації кальцій хлориду:

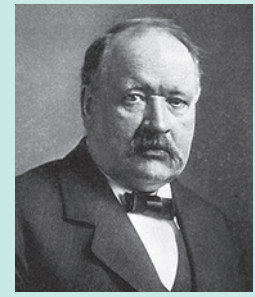
$$CaCl_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2Cl^-$$

У водних розчинах електролітів вода — найважливіший учасник процесу дисоціації. Але вода — це середовище, в якому відбувається дисоціація. Під час процесу вода не витрачається й не утворюється, тому в рівняннях електролітичної дисоціації воду не зазначають.

### *Лінгвістична задача*

Хоча грецькою «електрон» означає «бурштин», але сьогодні це слово використовують для позначення всього, що пов'язано з електрикою. За різними джерелами, другий корінь слова «електроліт» походить від грецького слова «літос», яке означає «камінь», або «литос», яке означає «той, що може розчинитися». Зважаючи на це, поясніть зміст терміна «електроліт». Чому, на вашу думку, грецьку назву бурштину використовують для позначення електричних явищ?

Видатний шведський хімік та фізик, лауреат Нобелівської премії 1903 року, один із засновників фізичної хімії. У 17 років вступив до Упсальського університету й уже через два роки отримав ступінь бакалавра. Згодом працював у Фізичному інституті академії наук у Стокгольмі. За розробку теорії електролітичної дисоціації 1903 року був нагороджений Нобелівською премією. Арреніус відомий не тільки як учений, але і як автор численних підручників, науково-популярних статей та книг з геофізики, астрономії, біології та медицини. Протягом багатьох років Арреніус займав посаду директора Нобелівського інституту в Стокгольмі.



**Сванте-Август Арреніус** (1859–1927)

Для оприлюднення теорії електролітичної дисоціації Арреніусу знадобилася неабияка сміливість. Ідея була вкрай дивною: було неймовірно, що йони виникають не безпосередньо під впливом електричного струму, а просто під час розчинення. До того ж, багато сучасників Арреніуса не розуміли різниці між «атомом» і «йоном» і, почувши, що у водному розчині солі Калію існують йони Калію, одразу різко заперечували: якби таке відбувалося, то утворений калій мав би бурхливо реагувати з водою.

## Ключова ідея

Існування електролітів зумовлене можливістю певних речовин розпадатися на йони (катіони та аніони) під час розчинення або розплавляння.

## Контрольні запитання

**92.** Сформулюйте визначення електролітів і неелектролітів. Наведіть приклади речовин.

**93.** Що таке електролітична дисоціація? Чи можуть під час розчинення електроліту у воді утворитися тільки катіони або тільки аніони? Чому?

**94.** Випишіть із тексту параграфа основні положення теорії електролітичної дисоціації: 1) щодо розпаду електролітів на йони; 2) щодо руху йонів у електричному полі.

## Завдання для засвоєння матеріалу

**95.** Із наведеного переліку випишіть окремо формули речовин, що є: а) електролітами; б) неелектролітами.
NaI, HBr, $O_2$, $CH_4$, $CaCl_2$, KOH, $H_2SO_4$, $C_{12}H_{22}O_{11}$ (цукор).

**96.** Яка кількість речовини частинок утвориться в разі розчинення у воді таких речовин кількістю речовини 1 моль: а) гідроген хлорид; б) калій йодид; в) кальцій бромід; г) магній нітрат? Складіть рівняння електролітичної дисоціації цих речовин.

**97.** Чому не можна ремонтувати електропроводку, стоячи у воді або на вологій поверхні?

**98.** Як ви вважаєте, чому розчин гідроген хлориду у воді проводить електричний струм, а розчин гідроген хлориду в бензині — ні?

**99*.** У разі деяких захворювань лікарі рекомендують «поповнити організм електролітами». Про які електроліти йдеться? У який спосіб це можна здійснити? За яких захворювань і з якої причини необхідна така процедура?

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

### Електролітична дисоціація кислот

Під час розчинення у воді кислоти, солі й основи дисоціюють на позитивно та негативно заряджені йони (катіони й аніони). Визначимо характерні спільні ознаки дисоціації електролітів кожного класу сполук.

Кислоти, як ви пам'ятаєте, складаються з Гідрогену та кислотного залишку, сполучених ковалентним полярним зв'язком. У попередньому параграфі на прикладі розчинення гідроген хлориду ми розглянули, як під дією молекул води полярний зв'язок перетворюється на йонний, і кислота дисоціює на катіони Гідрогену та хлорид-іони.

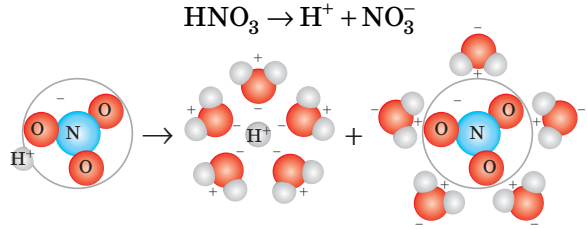
Отже, з позиції теорії електролітичної дисоціації Арреніуса,

Кислоти — це електроліти, під час дисоціації яких утворюються катіони Гідрогену й аніони кислотного залишку.

**Кислота** $\rightarrow m\mathbf{H}^+ +$ **Кислотний залишок**$^{m-}$

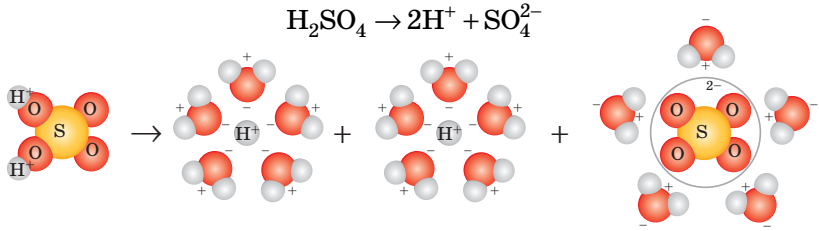
Подібно до хлоридної кислоти відбувається дисоціація й інших кислот, наприклад нітратної:

$$HNO_3 \rightarrow H^+ + NO_3^-$$




У разі дисоціації молекули сульфатної кислоти число катіонів Гідрогену вдвічі перевищує число аніонів кислотного залишку — сульфат-іонів. Заряд аніона дорівнює −2 (у формулах йонів записують «2−»):

$$H_2SO_4 \rightarrow 2H^+ + SO_4^{2-}$$



Назви аніонів, що утворюються в разі дисоціації кислот, збігаються з назвами кислотних залишків. Вони наведені в таблиці розчинності на форзаці.

Легко помітити, що під час дисоціації різних кислот утворюються різні аніони, але катіони тільки одного типу — катіони Гідрогену $H^+$. Отже, з позиції теорії електролітичної дисоціації, саме катіони Гідрогену зумовлюють характерні властивості кислот — кислий смак, зміну забарвлення індикаторів, реакції з активними металами, осно́вними оксидами, основами й солями.

Багатоосновні кислоти дисоціюють ступінчасто, відщеплюючи йони Гідрогену послідовно, один за одним. Наприклад, у розчині сульфатної кислоти відбуваються такі процеси:

$$H_2SO_4 \rightarrow H^+ + HSO_4^- \text{ — перша стадія}$$

$$HSO_4^- \rightleftarrows H^+ + SO_4^{2-} \text{ — друга стадія}$$

Як видно з наведених рівнянь дисоціації багатоосновної кислоти, аніони, що утворюються під час ступінчастої дисоціації на першій стадії, містять йони Гідрогену. Це відображено в назві аніонів: $HSO_4^-$ — гідрогенсульфат-іон.

Електролітична дисоціація ортофосфатної кислоти відбувається в три стадії:

перша стадія: $H_3PO_4 \rightleftarrows H^+ + H_2PO_4^-$ (дигідрогенортофосфат-іон)

друга стадія: $H_2PO_4^- \rightleftarrows H^+ + HPO_4^{2-}$ (гідрогенортофосфат-іон)

третя стадія: $HPO_4^{2-} \rightleftarrows H^+ + PO_4^{3-}$ (ортофосфат-іон)

Сумарне рівняння дисоціації ортофосфатної кислоти має вигляд:

$$H_3PO_4 \rightleftarrows 3H^+ + PO_4^{3-}$$

Отже, кожній багатоосновній кислоті відповідає кілька аніонів, і всі вони одночасно наявні в розчині.

**Зверніть увагу**, що в деяких рівняннях дисоціації стоять двонаправлені стрілки. Що вони означають, ви дізнаєтеся в наступному параграфі.

## Електролітична дисоціація основ

Основи складаються з катіонів металічного елемента та гідроксид-аніонів. Під час дисоціації основ ці йони переходять у розчин. Число гідроксид-іонів, що утворюються в ході дисоціації, дорівнює

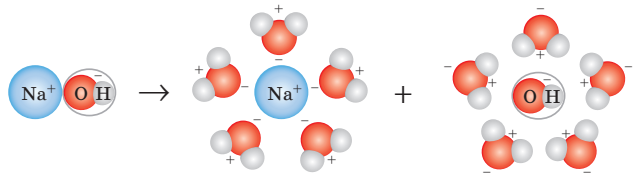
заряду йона металічного елемента. Отже, з позиції теорії електролітичної дисоціації,

Основи — це електроліти, що дисоціюють на катіони металічного елемента та гідроксид-аніони.

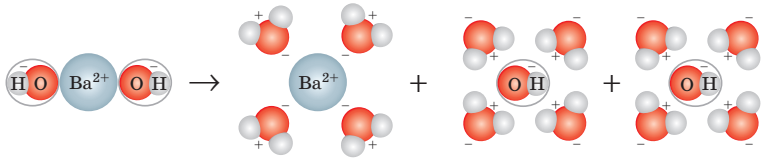
$$\textbf{Основа} \rightarrow \mathbf{M}^{n+} + n\mathbf{OH}^{-}$$

Розгляньмо рівняння дисоціації основ на прикладі дисоціації натрій та барій гідроксидів:

$$NaOH \rightarrow Na^{+} + OH^{-}$$




$$Ba(OH)_2 \rightarrow Ba^{2+} + 2OH^{-}$$




Під час дисоціації основ утворюються аніони одного типу — гідроксид-іони $OH^{-}$, що визначають усі характерні властивості розчинів лугів: здатність змінювати забарвлення індикаторів, реагувати з кислотами, кислотними оксидами й солями.

## Електролітична дисоціація солей

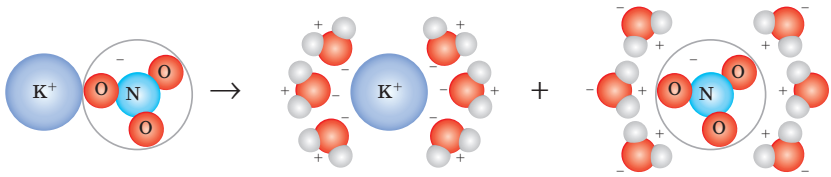
Солі утворені катіонами металічного елемента й аніонами кислотного залишку. Під час розчинення солей у воді ці йони переходять у розчин. Отже,

Солі — це електроліти, що дисоціюють на катіони металічного елемента й аніони кислотного залишку.

$$\textbf{Сіль} \rightarrow m\mathbf{M}^{n+} + n\textbf{Кислотний залишок}^{m-}$$

Розгляньмо дисоціацію солей на прикладі дисоціації калій нітрату:

$$KNO_3 \rightarrow K^+ + NO_3^-$$




Аналогічно дисоціюють й інші солі, наприклад кальцій нітрат і калій ортофосфат:

$$Ca(NO_3)_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2NO_3^-$$

$$K_3PO_4 \rightarrow 3K^+ + PO_4^{3-}$$

У рівняннях дисоціації солей заряд катіона за абсолютною величиною дорівнює ступеню окиснення металічного елемента, а заряд аніона — сумі ступенів окиснення елементів у кислотному залишку.

Наприклад, купрум(II) сульфат дисоціює на йони $Cu^{2+}$ та $SO_4^{2-}$:

$$CuSO_4 \rightarrow Cu^{2+} + SO_4^{2-}$$

а ферум(III) нітрат — на йони $Fe^{3+}$ та $NO_3^-$:

$$Fe(NO_3)_3 \rightarrow Fe^{3+} + 3NO_3^-$$

Заряд катіонів металічних елементів у більшості випадків можна визначити за Періодичною системою. *Заряди катіонів металічних елементів* головних підгруп зазвичай дорівнюють номеру групи, в якій розміщений елемент:

| група IA | група IIA | група IIIA |
|---|---|---|
| $Li^+$, $Na^+$, $K^+$ | $Mg^{2+}$, $Ca^{2+}$, $Ba^{2+}$ | $Al^{3+}$, $Sc^{3+}$, $Ga^{3+}$ |

Металічні елементи побічних підгруп зазвичай утворюють кілька йонів, наприклад $Fe^{2+}$, $Fe^{3+}$.

*Заряди кислотних залишків* зручніше визначати за числом йонів Гідрогену в складі молекули кислоти, як ви це робили у 8 класі. Заряди деяких кислотних залишків наведено в таблиці розчинності на форзаці.

**Зверніть увагу**, що в рівняннях дисоціації кислот, основ і солей сумарний заряд катіонів і аніонів має дорівнювати нулю, оскільки будь-яка речовина є електронейтральною.

Ступінчаста дисоціація зумовлює можливість існування *кислих* та *осно́вних* солей. Кислі солі містять йони Гідрогену, як кислоти. Саме тому такі солі називають кислими. А в осно́вних солях містяться гідроксид-іони, як в основах. За першою стадією дисоціації сульфатної кислоти утворюється гідрогенсульфат-іон $HSO_4^-$, завдяки чому існують кислі солі: $NaHSO_4$ (натрій гідрогенсульфат), $Al(HSO_4)_3$ (алюміній гідрогенсульфат) тощо. Для ортофосфатної кислоти також характерні кислі солі: $K_2HPO_4$ (калій гідрогенортофосфат) або $KH_2PO_4$ (калій дигідрогенортофосфат).

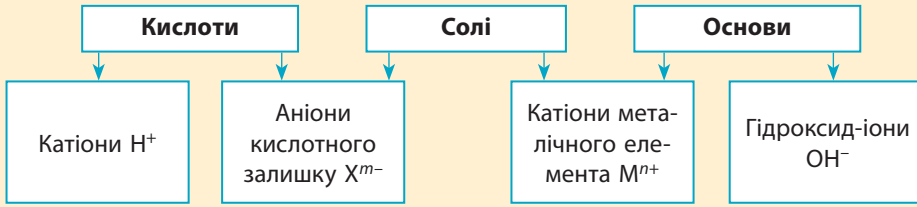
У розчинах кислі солі дисоціюють у дві стадії:

$$KH_2PO_4 \rightarrow K^+ + H_2PO_4^-, \quad H_2PO_4^- \rightleftarrows H^+ + HPO_4^{2-}$$

Кислі солі характерні тільки для багатоосновних кислот, оскільки вони дисоціюють ступінчасто. Єдиним винятком є одноосновна кислота — флуоридна. Завдяки водневому зв'язку в розчині цієї кислоти є частинки $H_2F_2$, і флуоридна кислота може утворювати кислу сіль складу $KHF_2$.

Деякі нерозчинні гідроксиди утворюють катіони, в яких наявний гідроксид-іон. Наприклад, Алюміній міститься у складі катіона $AlOH^{2+}$, завдяки чому існує сіль складу $AlOHCl_2$ (алюміній гідроксид хлорид). Таку сіль називають осно́вною.

## Ключова ідея




## Контрольні запитання

**100.** Дайте визначення кислотам, основам і солям з позиції теорії електролітичної дисоціації.

**101.** У чому полягає особливість дисоціації багатоосновних кислот порівняно з одноосновними? Поясніть на прикладі сульфатної кислоти.

## Завдання для засвоєння матеріалу

**102.** Унаслідок дисоціації молекули кислоти утворився йон, що має заряд 3–. Скільки йонів Гідрогену при цьому утворилося?

**103.** Складіть рівняння електролітичної дисоціації кислот: карбонатної, бромідної, нітритної. Назвіть аніони, що утворюються.

**104.** Які з наведених кислот будуть дисоціювати ступінчасто: HCl, $H_2CO_3$, $HNO_3$, $H_2S$, HCl, $H_2SO_3$? Відповідь підтвердьте рівняннями реакцій.

**105.** Складіть рівняння дисоціації солей: магній нітрату, алюміній хлориду, барій броміду, натрій карбонату, натрій ортофосфату.

**106.** Наведіть по одному прикладу солей, щоб у разі дисоціації їх кількістю речовини 1 моль утворювалося: а) 2 моль йонів; б) 3 моль йонів; в) 4 моль йонів; г) 5 моль йонів. Запишіть рівняння дисоціації.

**107.** Запишіть заряди йонів у речовинах: а) $Na_2S$, $Na_2SO_4$, $MgSO_4$, $Na_3PO_4$, $AlPO_4$; б) $NaHSO_4$, $Mg(HSO_4)_2$, $CaHPO_4$, NaOH, $Ba(OH)_2$. Назвіть ці речовини.

**108.** Складіть рівняння електролітичної дисоціації речовин: калій гідроксид, барій сульфід, ферум(III) нітрат, магній хлорид, алюміній сульфат.

**109.** Складіть формулу речовини, під час дисоціації якої утворюються йони Кальцію й гідроксид-іони.

**110.** Із поданого переліку речовин випишіть окремо електроліти й неелектроліти: HCl, Ca, $Cr_2(SO_4)_3$, $Fe_2O_3$, $Mg(OH)_2$, $CO_2$, $Sr(OH)_2$, $Sr(NO_3)_2$, $P_2O_5$, $H_2O$. Складіть рівняння дисоціації електролітів.

**111.** У разі дисоціації певного нітрату утворився 1 моль катіонів із зарядом 2+. Яка кількість речовини нітрат-іонів при цьому утворилася?

**112.** Складіть формули та запишіть рівняння дисоціації ферум(II) сульфату й ферум(III) сульфату. Чим відрізняються ці солі?

**113.** Наведіть по одному прикладу рівнянь дисоціації солей за наведеними схемами (буквою M позначений металічний елемент, а X — кислотний залишок): а) $MX \rightarrow M^{2+} + X^{2-}$; б) $MX_3 \rightarrow M^{3+} + 3X^{-}$; в) $M_3X \rightarrow 3M^{+} + X^{3-}$; г) $M_2X_3 \rightarrow 2M^{3+} + 3X^{2-}$.

**114.** У розчині наявні йони $K^+$, $Mg^{2+}$, $NO_3^-$, $SO_4^{2-}$. Які речовини розчинили? Наведіть два варіанти відповіді.

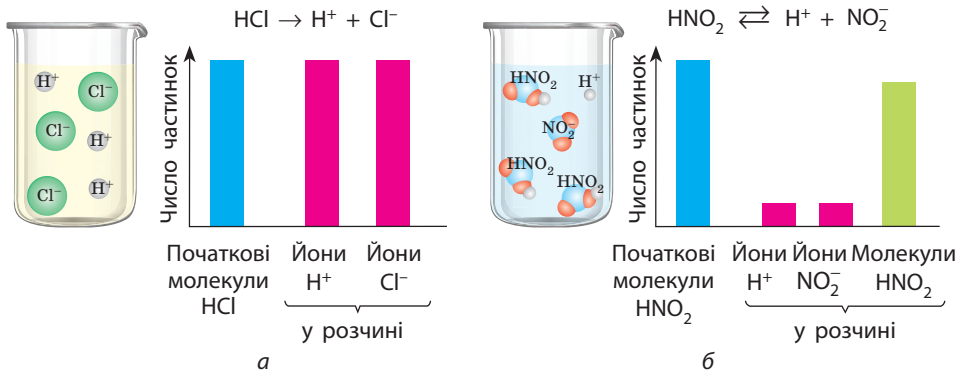
**115*.** Складіть рівняння дисоціації тих електролітів, що утворюють хлорид-іони: $CrCl_3$, $KClO_3$, $BaCl_2$, $Ca(ClO)_2$, $HClO_4$, MgOHCl.

## § 10. Сильні й слабкі електроліти. Ступінь електролітичної дисоціації

### Сильні та слабкі електроліти

Кислоти, основи й солі у водних розчинах дисоціюють — розпадаються на йони. Цей процес може бути оборотним або необоротним.

За ***необоротної дисоціації*** в розчинах уся речовина або майже вся розпадається на йони. Це характерно для ***сильних електролітів*** (мал. 10.1, *а*, с. 56). До сильних електролітів належать деякі кислоти та всі розчинні у воді солі й основи (гідроксиди лужних і лужноземельних елементів) (схема 5, с. 56).




**Мал. 10.1.** Порівняння кількості йонів у розчинах з однаковою початковою кількістю електроліту: *а* — хлоридна кислота (сильний електроліт); *б* — нітритна кислота (слабкий електроліт)

## Схема 5. Класифікація електролітів за силою

**Електроліти**

**СИЛЬНІ**
У розчині речовина повністю або майже повністю дисоціює на йони

**Кислоти**
Сульфатна $H_2SO_4$, нітратна $HNO_3$, хлоридна HCl, бромідна HBr, йодидна HI

**Основи**
Гідроксиди лужних і лужноземельних елементів NaOH, $Ba(OH)_2$ тощо

**Солі**
Більшість розчинних солей

**СЛАБКІ**
У розчині речовина дисоціює частково, певна її частка існує у вигляді молекул

**Кислоти**
Більшість кислот: сульфідна $H_2S$, карбонатна $H_2CO_3$, оцтова $CH_3COOH$ тощо

**Основи**
Водний розчин аміаку $NH_3$, нерозчинні основи

**Солі**
Нерозчинні солі та деякі розчинні, наприклад меркурій(II) хлорид $HgCl_2$

За ***оборотної дисоціації*** відбуваються два протилежні процеси: одночасно з розпадом речовини на йони (дисоціацією) відбувається зворотний процес об'єднання йонів у молекули речовини (асоціація). Завдяки цьому частина речовини в розчині існує у вигляді йонів, а частина — у вигляді молекул (мал. 10.1, *б*).

Електроліти, які під час розчинення у воді розпадаються на йони лише частково, називають ***слабкими електролітами***. До їх числа належать вода, багато кислот, а також нерозчинні гідроксиди і солі (схема 5).

У рівняннях дисоціації слабких електролітів замість звичайної стрілки записують двонаправлену стрілку (знак оборотності):

$$HNO_2 \rightleftarrows H^+ + NO_2^-$$

Силу електролітів можна пояснити полярністю хімічного зв'язку, що розривається під час дисоціації. Чим більш полярним є зв'язок, тим легше під дією молекул води він перетворюється на йонний, тож тим сильнішим є електроліт. У солях і гідроксидах полярність зв'язку найбільша, оскільки між йонами металічних елементів, кислотними залишками та гідроксид-іонами існує йонний зв'язок, тому всі розчинні солі й основи — сильні електроліти. В оксигеновмісних кислотах під час дисоціації розривається зв'язок O—H, полярність якого залежить від якісного й кількісного складу кислотного залишку. Силу більшості оксигеновмісних кислот можна визначити, якщо звичайну формулу кислоти записати у вигляді $E(OH)_mO_n$. Якщо в цій формулі буде $n < 2$ — кислота слабка, якщо $n \geqslant 2$ — сильна.

**Залежність сили кислот від складу кислотного залишку**

| Кислота | Формула | | $n$ | Характер кислоти |
|---|---|---|---|---|
| | $H_mEO_{n+m}$ | $E(OH)_mO_n$ | | |
| Сульфатна | $H_2SO_4$ | $S(OH)_2O_2$ | 2 | Сильна |
| Сульфітна | $H_2SO_3$ | $S(OH)_2O$ | 1 | Слабка |
| Нітратна | $HNO_3$ | $N(OH)O_2$ | 2 | Сильна |
| Нітритна | $HNO_2$ | $N(OH)O$ | 1 | Слабка |
| Карбонатна | $H_2CO_3$ | $C(OH)_2O$ | 1 | Слабка |
| Ортофосфатна | $H_3PO_4$ | $P(OH)_3O$ | 1 | Слабка |

## Ступінь дисоціації

Силу електролітів кількісно характеризує ступінь електролітичної дисоціації α, який показує частку молекул речовини, що розпалися в розчині на йони.

Ступінь дисоціації α дорівнює відношенню числа молекул $N$ або кількості речовини $n$, що розпалися на йони, до загального числа молекул $N_0$ або кількості розчиненої речовини $n_0$.

$$\alpha = \frac{\text{число молекул, що продисоціювали}}{\text{загальне число молекул у розчині}} = \frac{N_{дис}}{N_0} = \frac{n_{дис}}{n_0}$$

Ступінь дисоціації можна виражати не тільки в частках одиниці, але й у відсотках:

$$\alpha = \frac{n_{дис}}{n_0} \cdot 100\,\%$$

Значення α може змінюватися від 0 (дисоціація відсутня) до 1, або 100 % (повна дисоціація). Чим краще дисоціює електроліт, тим більший ступінь дисоціації.

За значенням ступеня електролітичної дисоціації електроліти поділяють не на дві, а на три групи: сильні, слабкі та електроліти середньої сили. Сильними електролітами вважають ті, ступінь дисоціації яких більший за 30 %, а слабкими — зі ступенем, меншим за 3 %. Електроліти з проміжними значеннями α — від 3 % до 30 % — називають електролітами середньої сили. За цієї класифікації такими вважають кислоти: HF, $HNO_2$, $H_3PO_4$, $H_2SO_3$ та деякі інші. Дві останні кислоти є електролітами середньої сили тільки за першою стадією дисоціації, а за іншими — це слабкі електроліти.

Ступінь дисоціації — величина змінна. Він залежить не тільки від природи електроліту, але й від його концентрації в розчині. Цю залежність уперше визначив і дослідив Вільгельм Оствальд. Сьогодні її називають *законом розведення Оствальда*: у разі розбавлення розчину водою, а також за підвищення температури ступінь дисоціації збільшується.

**Обчислення ступеня дисоціації**

**Приклад.** В одному літрі води розчинили гідроген флуорид кількістю 5 моль. Отриманий розчин містить 0,06 моль йонів Гідрогену. Визначте ступінь дисоціації флуоридної кислоти (у відсотках).

***Дано:***
$n_0$(HF) = 5 моль
$n(H^+)$ = 0,06 моль

α(HF) — ?

***Розв'язання:***
Запишемо рівняння дисоціації флуоридної кислоти:

$$HF \rightleftarrows H^+ + F^-$$

Під час дисоціації з однієї молекули кислоти утворюється один йон Гідрогену. Якщо в розчині наявні 0,06 моль йонів $H^+$, це означає, що дисоціювало 0,06 моль молекул гідроген флуориду. Отже, ступінь дисоціації дорівнює:

$$\alpha = \frac{n(H^+)}{n_0(HF)} \cdot 100\,\% = \frac{0{,}06}{5} \cdot 100\,\% = 1{,}2\,\%.$$

***Відповідь:*** α = 1,2 %.

Видатний німецький фізико-хімік, лауреат Нобелівської премії з хімії 1909 року. Народився в Ризі, навчався в Дерптському університеті, де розпочав викладацьку й наукову діяльність. У 35 років переїхав до Лейпцига, де очолив Фізико-хімічний інститут. Вивчав закони хімічної рівноваги, електричні властивості розчинів, відкрив закон розведення, що названий його ім'ям, розробив основи теорії кислотно-осно́вного каталізу, багато часу приділяв історії хімії. Заснував першу у світі кафедру фізичної хімії і перший фізико-хімічний журнал. В особистому житті мав чудернацькі звички: він відчував огиду до стрижки волосся та ніколи не лікував зубів, а зі своїм секретарем спілкувався винятково за допомогою велосипедного дзвоника.

**Вільгельм-Фрідріх Оствальд**
(1853–1932)

## Ключова ідея

Дисоціація слабких електролітів — оборотний процес, а сильних — необоротний.

## Контрольні запитання

**116.** Дайте визначення сильних і слабких електролітів.

**117.** Наведіть приклади сильних і слабких електролітів.

**118.** Яку фізичну величину використовують для кількісної характеристики сили електроліту? Чи є вона сталою в будь-яких розчинах? Як можна збільшити ступінь дисоціації електроліту?

## Завдання для засвоєння матеріалу

**119.** Наведіть по одному прикладу солі, кислоти та основи, що є: а) сильним електролітом; б) слабким електролітом.

**120.** Наведіть приклад речовини: а) двохосновна кислота, що за першою стадією є електролітом середньої сили, а за другою — слабким електролітом; б) двохосновна кислота, що за обома стадіями є слабким електролітом.

**121.** У певної кислоти за першою стадією ступінь дисоціації становить 100 %, а за другою — 15 %. Яка кислота це може бути?

**122.** Яких частинок більше в розчині гідроген сульфіду: молекул $H_2S$, йонів $H^+$, йонів $S^{2-}$ або йонів $HS^-$?

**123.** Із наведеного переліку речовин випишіть окремо формули: а) сильних електролітів; б) слабких електролітів.
$NaCl$, $HCl$, $NaOH$, $NaNO_3$, $HNO_3$, $HNO_2$, $H_2SO_4$, $Ba(OH)_2$, $H_2S$, $K_2S$, $Pb(NO_3)_2$.

**124.** Складіть рівняння дисоціації стронцій нітрату, меркурій(II) хлориду, кальцій карбонату, кальцій гідроксиду, сульфідної кислоти. У яких випадках дисоціація відбувається оборотно?

**125.** У водному розчині натрій сульфату міститься 0,3 моль йонів. Яку масу цієї солі використали для приготування такого розчину?

**126.** У розчині гідроген флуориду об'ємом 1 л міститься 2 г цієї кислоти. У цьому розчині кількість речовини йонів Гідрогену становить 0,008 моль. Яка кількість речовини флуорид-іонів у цьому розчині? До яких кислот відносять флуоридну кислоту?

**127.** У трьох пробірках містяться однакові об'єми розчинів хлоридної, флуоридної та сульфідної кислот. В усіх пробірках кількість речовини кислот однакові. Але в першій пробірці кількість речовини йонів Гідрогену становить $3 \cdot 10^{-7}$ моль, у другій — $8 \cdot 10^{-5}$ моль, а в третій — 0,001 моль. В якій пробірці міститься яка кислота?

**128.** У першій пробірці міститься розчин електроліту, ступінь дисоціації якого становить 89 %, у другій — електроліт зі ступенем дисоціації 8 %, а у третій — 0,2 %. Наведіть по два приклади електролітів з різних класів сполук, що можуть міститися в цих пробірках.

**129*.** У додаткових джерелах знайдіть інформацію про залежність сили електролітів від природи речовини. Установіть залежність між будовою речовин і природою хімічних елементів, що їх утворюють, та силою електролітів.

## § 11. Кислотність середовища. Поняття про pH розчину

**Пригадайте:**

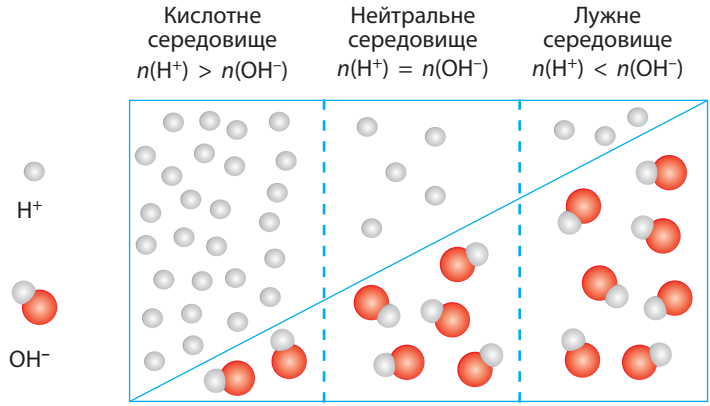
- реакція нейтралізації — це реакція між кислотою та лугом, у результаті якої утворюються сіль і вода;
- під чистою водою хіміки розуміють хімічно чисту воду, що не містить жодних домішок і розчинених солей, тобто дистильовану воду.

### Кислотність середовища

Для різних хімічних, промислових і біологічних процесів дуже важливою характеристикою є ***кислотність розчинів***, що характеризує вміст кислот або лугів у розчинах. Оскільки кислоти й луги є електролітами, то для характеристики кислотності середовища використовують уміст йонів $H^+$ чи $OH^-$.

У чистій воді й у будь-якому розчині разом із частинками розчинених речовин наявні також йони $H^+$ та $OH^-$. Це відбувається завдяки дисоціації самої води. І хоча ми вважаємо воду неелектролітом, тим не менш вона може дисоціювати: $H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-$. Але цей процес відбувається дуже незначною мірою: в 1 л води на йони дисоціює лише $1 \cdot 10^{-7}$ моль молекул.

У розчинах кислот унаслідок їх дисоціації з'являються додаткові йони $H^+$. У таких розчинах йонів $H^+$ значно більше, ніж йонів $OH^-$,




**Мал. 11.1.** Порівняння вмісту йонів $H^+$ та $OH^-$ у кислотному, лужному й нейтральному середовищах

що утворилися під час незначної дисоціації води, тому ці розчини називають кислотними (мал. 11.1, ліворуч). Прийнято говорити, що такі розчини мають ***кислотне середовище***. Чим більше йонів $H^+$ міститься в розчині, тим більша кислотність середовища.

У розчинах лугів унаслідок дисоціації, навпаки, переважають йони $OH^-$, а катіони $H^+$ від незначної дисоціації води майже відсутні. Середовище таких розчинів є ***лужним*** (мал. 11.1, праворуч). Чим вищою є концентрація йонів $OH^-$, тим більш лужним є середовище розчину.

У розчині кухонної солі кількість йонів $H^+$ та $OH^-$ однакова й дорівнює по $1 \cdot 10^{-7}$ моль у 1 л розчину. Таке середовище називають ***нейтральним*** (мал. 11.1, посередині). Фактично це означає, що розчин не містить ані кислоти, ані лугу. Нейтральне середовище характерне для розчинів деяких солей (утворених лугом і сильною кислотою) та багатьох органічних речовин. Чиста вода також має нейтральне середовище.

## Водневий показник

Якщо порівнювати смак кефіру й лимонного соку, то можна впевнено стверджувати, що лимонний сік набагато кисліший, тобто кислотність цих розчинів різна. Ви вже дізналися, що в чистій воді також містяться йони $H^+$, але кислого смаку не відчувається. Це зумовлено надто малою концентрацією йонів $H^+$. Часто буває недостатньо сказати, що середовище кислотне чи лужне, а необхідно кількісно його схарактеризувати.

Кислотність середовища кількісно характеризують ***водневим показником pH*** (вимовляється «пе-аш»), що пов'язаний з концентрацією

йонів Гідрогену. Значення pH відповідає певному вмісту катіонів Гідрогену в 1 л розчину. У чистій воді й у нейтральних розчинах у 1 л міститься $1 \cdot 10^{-7}$ моль йонів $H^+$, а значення pH дорівнює 7. У розчинах кислот уміст катіонів $H^+$ більше, ніж у чистій воді, а в лужних розчинах — менше. Відповідно до цього змінюється й значення водневого показника pH: у кислотному середовищі він перебуває в межах від 0 до 7, а в лужних — від 7 до 14. Уперше водневий показник запропонував використовувати датський хімік Петер Сьоренсен.

- **Кислотне середовище:** $0 < pH < 7$
- **Нейтральне середовище:** $pH = 7$
- **Лужне середовище:** $7 < pH < 14$

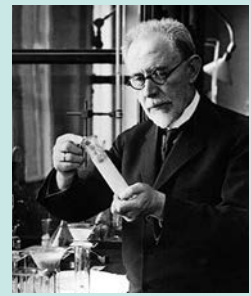
Ви могли помітити, що значення pH пов'язано з концентрацією йонів $H^+$. Обчислення pH напряму пов'язане з обчисленням логарифму числа, що ви вивчатимете на уроках математики в 11 класі. Але взаємозв'язок між умістом йонів у розчині та значенням pH можна прослідкувати за такою схемою:

| | дуже кислотне | | кислотне | | слабо-кислотне | | нейт-ральне | | слабо-лужне | | лужне | | дуже лужне | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| pH | 0 | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 | 11 | 12 | 13 | 14 |
| Уміст $H^+$ (моль) в 1 л розчину | $1 \cdot 10^{0}$ | $1 \cdot 10^{-1}$ | | $1 \cdot 10^{-3}$ | | $1 \cdot 10^{-5}$ | | $1 \cdot 10^{-7}$ | | $1 \cdot 10^{-9}$ | | $1 \cdot 10^{-11}$ | | $1 \cdot 10^{-13}$ | $1 \cdot 10^{-14}$ |
| Уміст $OH^-$ (моль) в 1 л розчину | $1 \cdot 10^{-14}$ | $1 \cdot 10^{-13}$ | | $1 \cdot 10^{-11}$ | | $1 \cdot 10^{-9}$ | | $1 \cdot 10^{-7}$ | | $1 \cdot 10^{-5}$ | | $1 \cdot 10^{-3}$ | | $1 \cdot 10^{-1}$ | $1 \cdot 10^{0}$ |

Значення водневого показника pH водних розчинів багатьох речовин та природних розчинів перебуває переважно в інтервалі від 1 до 13 (мал. 11.2).

**Мал. 11.2.** Значення pH різних природних та штучних розчинів

Датський фізико-хімік і біохімік, президент Датського королівського товариства. Закінчив Копенгагенський університет. У 31 рік став професором Датського політехнічного інституту в Копенгагені. За сумісництвом очолював престижну фізико-хімічну лабораторію при пивоварному заводі Карлсберга в Копенгагені, де зробив свої головні наукові відкриття. Основна наукова діяльність була присвячена теорії розчинів: він увів поняття про водневий показник (pH), вивчав залежність активності ферментів від кислотності розчинів. За свої наукові досягнення Сьоренсен внесений до переліку «100 видатних хіміків XX століття», але в історії науки він залишився насамперед як учений, що ввів у науку поняття «pH» та «pH-метрії».



**Сьорен-Петер-Лауріц Сьоренсен**
(1868–1939)

## Визначення кислотності середовища

Для визначення кислотності розчину в лабораторіях найчастіше використовують універсальний індикатор (мал. 11.3). За його забарвленням можна визначити не тільки наявність кислоти чи лугу, але й значення pH розчину з точністю до 0,5.

Для точнішого вимірювання pH існують спеціальні прилади — pH-метри (мал. 11.4). Вони дозволяють визначити pH розчину з точністю до 0,001–0,01.

Використовуючи індикатори або pH-метри, можна стежити за тим, як відбуваються хімічні реакції. Наприклад, якщо до розчину натрій гідроксиду доливати хлоридну кислоту, то відбудеться реакція нейтралізації:

$$NaOH + HCl = NaCl + H_2O$$

**Мал. 11.3.** Універсальним індикатором визначають приблизне значення pH

*а*

*б*

**Мал. 11.4.** Для вимірювання pH розчинів використовують спеціальні прилади — pH-метри: *а* — лабораторний (стаціонарний); *б* — портативний

У цьому випадку розчини реагентів і продуктів реакції безбарвні. Якщо ж у початковий розчин лугу помістити електрод pH-метру, то про повну нейтралізацію лугу кислотою можна зробити висновок за значенням pH утвореного розчину.

## Застосування водневого показника

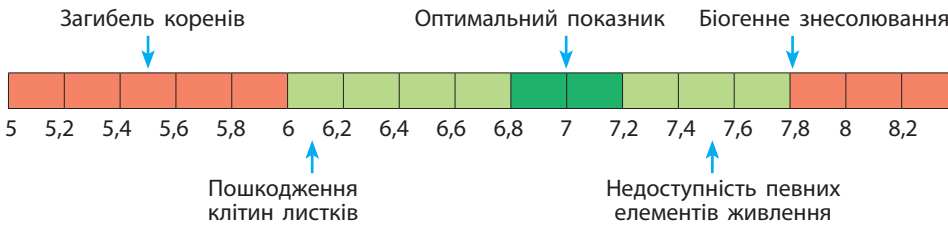
Визначення кислотності розчинів має велике практичне значення в багатьох галузях науки, промисловості та інших сферах життя людини.

Екологи регулярно вимірюють pH дощової води, води річок і озер. Різке підвищення кислотності природних вод може бути наслідком забруднення атмосфери або потрапляння у водойми відходів промислових підприємств (мал. 11.5). Такі зміни спричиняють загибель рослин, риби та інших мешканців водойм.

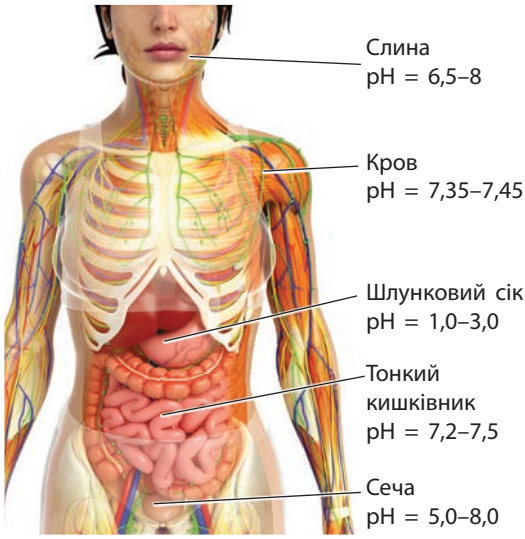
Водневий показник — найважливіша ознака процесів, що відбуваються в живих організмах, оскільки в клітинах перебігають численні хімічні реакції. У клінічній діагностиці визначають pH плазми крові, сечі, шлункового соку тощо (мал. 11.6). Нормальне значення pH крові — від 7,35 до 7,45. Навіть невелика зміна pH крові людини спричиняє серйозні захворювання, а за pH = 7,1 і нижче починаються необоротні зміни, що можуть призвести до смерті.

Для більшості рослин важливою є кислотність ґрунту, тому агрономи завчасно проводять аналіз ґрунтів, визначаючи їх pH (мал. 11.7). Якщо кислотність завелика для певної культури, ґрунт вапнують — додають крейду чи вапно.

У харчовій промисловості за допомогою кислотно-осно́вних індикаторів здійснюють контроль якості під час виробництва різноманітних продуктів харчування (мал. 11.8). Наприклад, у нормі для молока pH = 6,8. Якщо pH відрізняється від цього значення, це свідчить або про наявність сторонніх домішок, або про його скисання.




**Мал. 11.5.** Вплив рівня pH води у водоймах на життєдіяльність рослин у них




**Мал. 11.6.** Значення pH біологічних рідин організму людини

**Мал. 11.7.** Вимірювання pH ґрунту

**Мал. 11.8.** Контроль якості молока в лабораторії на молокозаводі

Важливим є значення pH для косметичних засобів, що ми використовуємо в побуті. У середньому для шкіри людини pH = 5,5. Якщо шкіра контактуватиме із засобами, кислотність яких суттєво відрізняється від цього значення, то це спричинить передчасне старіння шкіри, її пошкодження або виникнення запалень. Було помічено, що у прачок, які тривалий час для прання застосовували звичайне господарське мило (pH = 8–10) або пральну соду ($Na_2CO_3$, pH = 12–13), шкіра рук ставала дуже сухою і вкривалася тріщинами. Тому дуже важливо використовувати різні косметичні засоби (гелі, креми, шампуні тощо) з близьким до природного pH шкіри.

## ЛАБОРАТОРНІ ДОСЛІДИ № 1–3

*Обладнання:* штатив із пробірками, піпетка.

*Реактиви:* вода, хлоридна кислота, розчини NaCl, NaOH, столовий оцет, універсальний індикатор (розчин або індикаторний папір), харчові продукти й косметична продукція (наприклад, лимон, шампунь, зубна паста, пральний порошок, газовані напої, соки тощо).

**Правила безпеки:**

- для дослідів використовуйте невеликі кількості реактивів;
- остерігайтеся потрапляння реактивів на шкіру, в очі, на одяг; у разі потрапляння їдкої речовини змийте її великою кількістю води та протріть ушкоджене місце розведеним розчином боратної кислоти (у випадку потрапляння лугу) або розчином соди (у випадку кислоти).

## Виявлення йонів Гідрогену та гідроксид-іонів у розчинах. Установлення приблизного значення pH води, лужних і кислих розчинів

**1.** У п'ять пробірок налийте по 1–2 мл води, хлоридної кислоти, розчинів натрій хлориду, натрій гідроксиду та столового оцту.

**2.** До кожної пробірки додайте по 2–3 краплі розчину універсального індикатора або занурте індикаторний папірець. Визначте pH розчинів, порівнюючи колір індикатора з еталонною шкалою. Зробіть висновки щодо наявності в кожній пробірці катіонів Гідрогену або гідроксид-іонів. Складіть рівняння дисоціації цих сполук.

## Дослідження pH харчової та косметичної продукції

Випробуйте універсальним індикатором зразки харчових продуктів та косметичної продукції. Для випробування сухих зразків, як, наприклад, пральний порошок, їх необхідно розчинити в невеликій кількості води (1 шпатель сухої речовини на 0,5–1 мл води). Визначте pH розчинів. Зробіть висновки щодо кислотності середовища в кожному з досліджених продуктів.

## Ключова ідея

| Розчин | $n(H^+)$ (моль в 1 л) | Співвідношення між умістом $H^+$ та $OH^-$ | pH |
|---|---|---|---|
| Кислотний | $> 1 \cdot 10^{-7}$ | $n(H^+) > n(OH^-)$ | < 7.0 |
| Нейтральний | $= 1 \cdot 10^{-7}$ | $n(H^+) = n(OH^-)$ | 7.0 |
| Лужний | $< 1 \cdot 10^{-7}$ | $n(H^+) < n(OH^-)$ | > 7.0 |

## Контрольні запитання

**130.** Наявністю в розчині яких йонів зумовлена його кислотність?

**131.** Які йони наявні в надлишку в кислотних розчинах? у лужних?

**132.** Який показник кількісно описує кислотність розчинів?

**133.** Які значення pH та вміст йонів $H^+$ у розчинах: а) нейтральних; б) слабокислотних; в) слаболужних; г) дуже кислотних; д) дуже лужних?

## Завдання для засвоєння матеріалу

**134.** Водний розчин певної речовини має лужне середовище. Яких йонів більше в цьому розчині: $H^+$ чи $OH^-$?

**135.** У двох пробірках містяться розчини нітратної кислоти й калій нітрату. Які індикатори можна використати, щоб визначити, у якій пробірці міститься розчин солі?

**136.** У трьох пробірках містяться розчини барій гідроксиду, нітратної кислоти й кальцій нітрату. Як за допомогою одного реактиву розпізнати ці розчини?

**137.** Із наведеного переліку випишіть формули речовин, розчини яких мають середовище: а) кислотне; б) лужне; в) нейтральне.
$NaCl$, $HCl$, $NaOH$, $HNO_3$, $H_3PO_4$, $H_2SO_4$, $Ba(OH)_2$, $H_2S$, $KNO_3$.

**138.** Дощова вода має pH = 5,6. Що це означає? Яка речовина, що міститься в повітрі, у разі розчинення у воді зумовлює таку кислотність середовища?

**139.** Яке середовище (кислотне чи лужне): а) у розчині шампуню (pH = 5,5); б) у крові здорової людини (pH = 7,4); в) у шлунковому соку людини (pH = 1,5); г) у слині (pH = 7,0)?

**140.** У складі кам'яного вугілля, що використовують на теплоелектростанціях, містяться сполуки Нітрогену й Сульфуру. Викид в атмосферу продуктів спалювання вугілля призводить до утворення так званих кислотних дощів, що містять невеликі кількості нітратної або сульфітної кислот. Які значення pH характерні для такої дощової води: більше 7 чи менше 7?

**141.** Чи залежить pH розчину сильної кислоти від її концентрації? Відповідь обґрунтуйте.

**142.** До розчину, що містить 1 моль калій гідроксиду, прилили розчин фенолфталеїну. Чи зміниться забарвлення розчину, якщо до нього потім додати хлоридну кислоту кількістю речовини: а) 0,5 моль; б) 1 моль; в) 1,5 моль?

**143.** У трьох пробірках без надписів містяться безбарвні розчини: натрій сульфату, натрій гідроксиду та сульфатної кислоти. Для всіх розчинів виміряли значення pH: у першій пробірці — 2,3, у другій — 12,6, у третій — 6,9. В якій пробірці міститься яка речовина?

**144.** Учень купив в аптеці дистильовану воду. pH-метр показав, що значення pH цієї води дорівнює 6,0. Потім учень прокип'ятив цю воду тривалий час, заповнив контейнер до верху гарячою водою і закрив кришкою. Коли вода остигла до кімнатної температури, pH-метр показав значення 7,0. Після цього учень трубочкою пропускав повітря крізь воду, і pH-метр знову показав 6,0. Як можна пояснити результати цих вимірювань pH?

**145.** Як ви вважаєте, чому у двох пляшках оцту від одного виробника можуть міститися розчини з дещо різними значеннями pH?

## § 12. Реакції обміну між розчинами електролітів. Йонно-молекулярні рівняння хімічних реакцій

### Йонно-молекулярні рівняння реакцій

Як ви вже вивчали у 8 класі, реакції обміну між солями, кислотами й основами в розчинах відбуваються за умови, що в результаті реакції:

- утворюється вода;
- випадає осад (нерозчинна у воді речовина);
- виділяється газ.

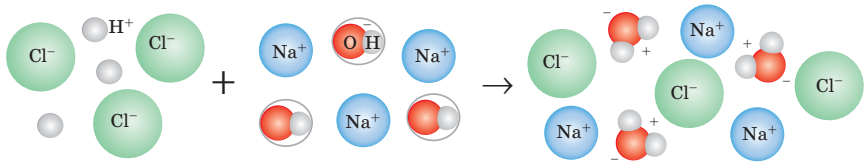
Розгляньмо, як відбуваються реакції обміну між розчинами електролітів, з позицій теорії електролітичної дисоціації. Для цього складають *йонно-молекулярні рівняння*: в молекулярному рівнянні реакції формули сильних електролітів замінюють формулами йонів, на які дисоціюють ці електроліти, а інші речовини (осади, гази, слабкі електроліти, оксиди тощо) — залишають у молекулярній формі.

Складемо йонно-молекулярне рівняння реакції нейтралізації хлоридної кислоти натрій гідроксидом. Спочатку записуємо молекулярне рівняння цієї реакції:

$$HCl + NaOH = NaCl + H_2O$$

Реагенти й один із продуктів реакції — це сильні електроліти. У водному розчині вони містяться винятково у вигляді йонів, а вода на йони майже не дисоціює. Зважаючи на це, замінюємо формули сильних електролітів формулами йонів:

$$H^+ + Cl^- + Na^+ + OH^- = Na^+ + Cl^- + H_2O$$




Такий запис називають *повним йонно-молекулярним рівнянням* реакції. У ньому записані всі частинки, що реально містяться в розчині. Із цього рівняння видно, що йони $Cl^-$ і $Na^+$ у реакції не беруть участі — вони записані і в лівій, і в правій частинах рівняння, тому їх можна вилучити (скоротити):

$$H^+ + OH^- = H_2O$$

Ми отримали *скорочене йонно-молекулярне рівняння* реакції. Воно показує хімічну суть цієї реакції: якщо в розчині одночасно наявні йони $H^+$ і $OH^-$, вони взаємодіють один з одним, утворюючи слабкий електроліт — воду.

У такий спосіб можна скласти йонно-молекулярне рівняння для будь-якої реакції в розчині. Такі рівняння відображають реальний процес, що відбувається в розчині, оскільки частина йонів не бере участі в реакції.

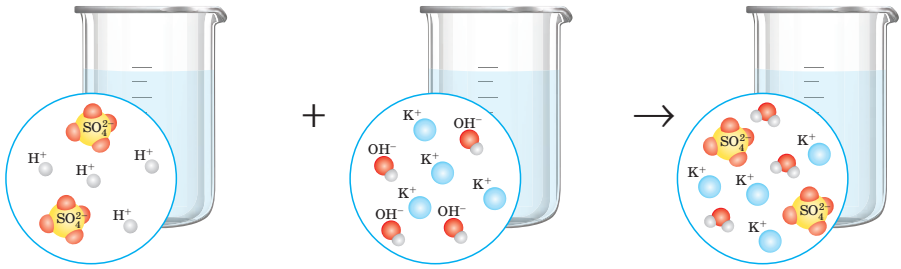
## Реакції обміну з утворенням води

Складемо йонно-молекулярне рівняння реакції сульфатної кислоти з калій гідроксидом. Зверніть увагу, що необхідно враховувати стехіометричні коефіцієнти:

$$H_2SO_4 + 2KOH = K_2SO_4 + 2H_2O$$

$$2H^+ + SO_4^{2-} + 2K^+ + 2OH^- = 2K^+ + SO_4^{2-} + 2H_2O$$ — повне рівняння

$$2H^+ + 2OH^- = 2H_2O \text{ або } H^+ + OH^- = H_2O$$ — скорочене рівняння




Як видно, повне йонно-молекулярне рівняння цієї реакції відрізняється від рівняння, складеного в попередньому підрозділі. Але скорочене йонно-молекулярне рівняння таке саме, як і для реакції хлоридної кислоти з натрій гідроксидом.

Обидві ці реакції є реакціями нейтралізації. Отже, *хімічна суть реакцій нейтралізації* полягає у сполученні йонів $H^+$ і $OH^-$ у молекулу слабкого електроліту — води.

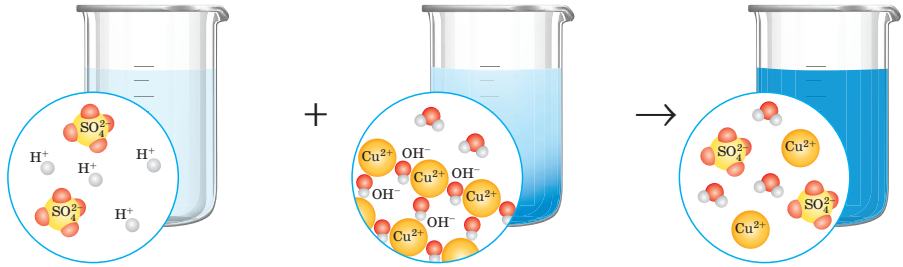
Розглянемо ще приклади взаємодії гідроксидів з кислотами.

Реакція між сульфатною кислотою й нерозчинним купрум(II) гідроксидом:

$$H_2SO_4 + Cu(OH)_2 = CuSO_4 + 2H_2O$$

$$2H^+ + SO_4^{2-} + Cu(OH)_2 = Cu^{2+} + SO_4^{2-} + 2H_2O$$

$$2H^+ + Cu(OH)_2 = Cu^{2+} + 2H_2O$$

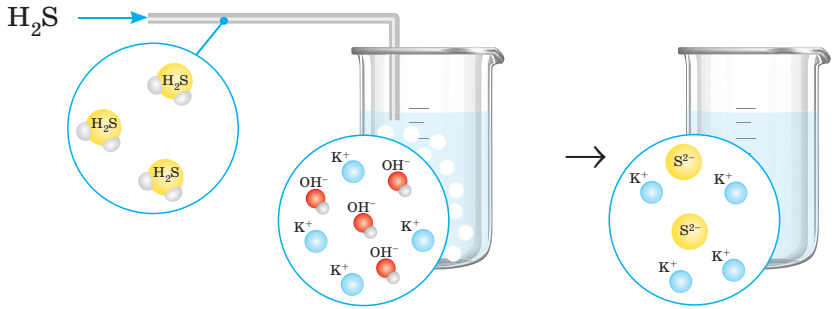



Взаємодія між слабкою сульфідною кислотою й калій гідроксидом:

$$H_2S + 2KOH = K_2S + 2H_2O$$

$$H_2S + 2K^+ + 2OH^- = 2K^+ + S^{2-} + 2H_2O$$

$$H_2S + 2OH^- = S^{2-} + 2H_2O$$




Зверніть увагу, у цих рівняннях формули слабких електролітів ($Cu(OH)_2$ та $H_2S$) ми залишили в молекулярній формі, оскільки вони майже не дисоціюють на йони в розчині.

## Реакції обміну з утворенням осаду

Розгляньмо реакцію обміну між розчинними солями:

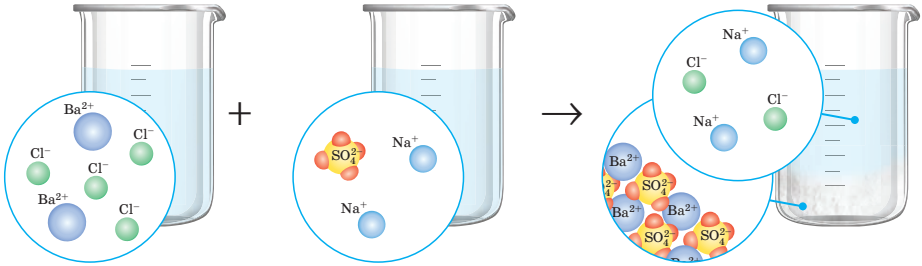
$$BaCl_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2NaCl$$

Обидва реагенти й натрій хлорид — сильні електроліти, під час розчинення у воді вони повністю дисоціюють, а барій сульфат — нерозчинний:

$$Ba^{2+} + 2Cl^- + 2Na^+ + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow + 2Na^+ + 2Cl^-$$

Скорочене йонно-молекулярне рівняння отримуємо після вилучення однакових йонів у лівій і правій частинах:

$$Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow$$



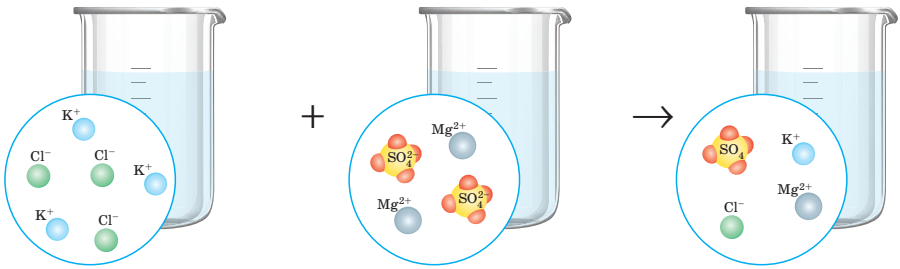

Отже, суть процесу полягає у взаємодії йонів Барію та сульфат-іонів з утворенням осаду барій сульфату.

Якщо в разі змішування розчинів двох розчинних солей осад не утворюється, то реакція не відбувається. Наприклад, під час зливання розчинів калій хлориду й магній сульфату жодних видимих змін не спостерігається. Запишемо рівняння цієї реакції обміну:

$$2KCl + MgSO_4 = MgCl_2 + K_2SO_4$$

Усі речовини — сильні електроліти:

$$2K^+ + 2Cl^- + Mg^{2+} + SO_4^{2-} = Mg^{2+} + 2Cl^- + 2K^+ + SO_4^{2-}$$




Бачимо, що ліва й права частини рівняння однакові, тобто утворений розчин містить усі йони, що були в розчинах реагентів.

Очевидно, що в цьому випадку ніякі йони один з одним не сполучаються, змін у розчині не відбувається. Це означає, що реакція неможлива:

$$KCl + MgSO_4 \neq$$

## Реакції обміну з виділенням газу

Газуваті речовини, що виділяються в реакціях обміну, зазвичай неелектроліти або слабкі електроліти. Тому під час складання йонно-молекулярних рівнянь їхні формули залишають у молекулярній формі.

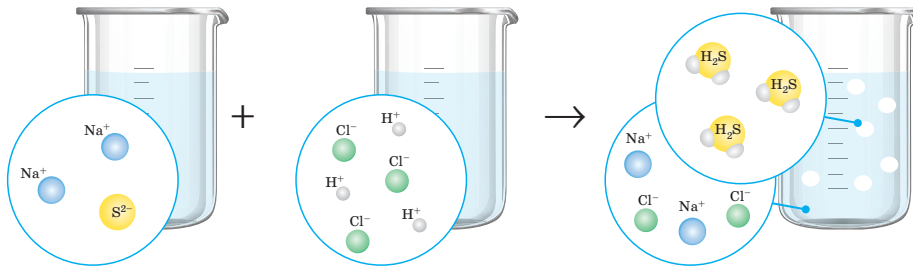
Розглянемо реакцію натрій сульфіду з хлоридною кислотою:

$$Na_2S + 2HCl = 2NaCl + H_2S\uparrow$$

Гідроген сульфід хоча і є кислотою, але дуже слабкою. До того ж гідроген сульфід погано розчиняється у воді, тому в разі утворення виділяється з розчину у вигляді газу, про що свідчить поява специфічного запаху сірководню — запаху тухлих яєць. Йонно-молекулярні рівняння цієї реакції:

$$2Na^+ + S^{2-} + 2H^+ + 2Cl^- = 2Na^+ + 2Cl^- + H_2S\uparrow$$

$$S^{2-} + 2H^+ = H_2S\uparrow$$



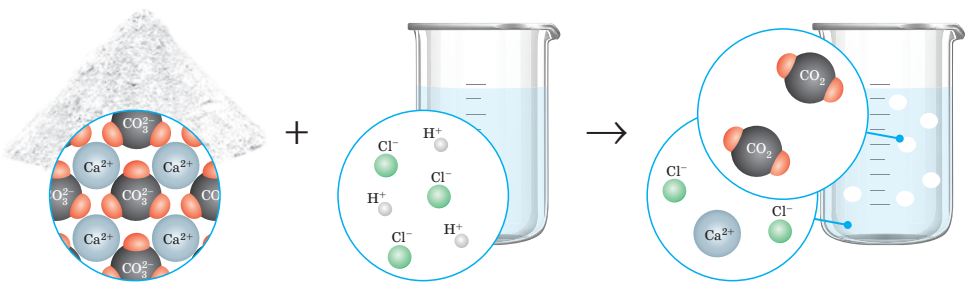

Реакції обміну можуть відбуватися навіть за участі нерозчинних у воді солей, якщо вони утворені слабкими кислотами: карбонатів, сульфітів і деяких сульфідів. Це можливо тому, що сильна кислота витісняє слабку з її солі, навіть із осаду.

Складемо рівняння взаємодії кальцій карбонату з хлоридною кислотою:

$$CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + CO_2\uparrow + H_2O$$

$$CaCO_3 + 2H^+ + 2Cl^- = Ca^{2+} + 2Cl^- + CO_2\uparrow + H_2O$$

$$CaCO_3 + 2H^+ = Ca^{2+} + CO_2\uparrow + H_2O$$



В усіх розглянутих випадках у результаті реакції обміну деякі йони сполучаються між собою, при цьому утворюються неелектроліти (гази) та слабкі електроліти (вода або нерозчинні речовини).

Реакції йонного обміну в розчинах відбуваються, якщо в результаті реакції утворюється слабкий електроліт або неелектроліт.

## Відтворення молекулярних рівнянь за скороченим йонно-молекулярним рівнянням

Часто трапляються випадки, коли нам відоме тільки скорочене йонно-молекулярне рівняння, а необхідно визначити реагенти й скласти рівняння реакції в молекулярній формі.

Наприклад, нам необхідно здійснити хімічну реакцію, якій відповідає таке скорочене йонно-молекулярне рівняння:

$$S^{2-} + 2H^{+} = H_2S\uparrow$$

Для відтворення молекулярного рівняння необхідно пригадати речовини, під час дисоціації яких утворюються йони з наведеного скороченого рівняння. Сульфід-іони $S^{2-}$ утворюються під час дисоціації розчинних сульфідів: $Na_2S$, $K_2S$ та $BaS$.

Другий реагент має дисоціювати з утворенням йонів $H^{+}$. Цій умові відповідає будь-яка сильна кислота. Отже, одним із варіантів молекулярного рівняння є:

$$K_2S + 2HBr = 2KBr + H_2S\uparrow$$

Звісно, що це не єдиний можливий варіант. Тому одному скороченому йонно-молекулярному рівнянню може відповідати декілька молекулярних. Таке вміння визначати реагенти стане вам у пригоді під час проведення лабораторних експериментів.

Реакції йонного обміну в розчинах відбуваються до кінця в бік зв'язування йонів, коли один із продуктів реакції виводиться з реакційного середовища. Розгляньмо реакцію між розчинами натрій хлориду й сульфатною кислотою:

$$2NaCl + H_2SO_4 \neq Na_2SO_4 + 2HCl$$

Оскільки всі реагенти й продукти реакції добре розчинні та є сильними електролітами, то в розведених розчинах ця реакція не відбуватиметься. Але якщо реакцію проводити в умовах нестачі розчинника, тобто натрій хлорид узяти не у вигляді розчину, а в сухому, і сульфатну кислоту взяти у вигляді концентрованого розчину, то реакція можлива. Гідроген хлорид, хоча й добре розчиняється у воді, але обмежено:

$$NaCl(крист.) + H_2SO_4(конц.) = NaHSO_4 + HCl\uparrow$$

## ЛАБОРАТОРНІ ДОСЛІДИ № 4–6

*Обладнання:* штатив із пробірками, піпетки, шпатель.

*Реактиви:* розчини $CaCl_2$, $Ca(NO_3)_2$, $Na_2CO_3$, NaCl, $KNO_3$, NaOH, фенолфталеїну, HCl, порошок $CaCO_3$.

**Правила безпеки:**

- для дослідів використовуйте невеликі кількості реактивів;
- остерігайтеся потрапляння реактивів на шкіру, в очі; у разі потрапляння їдкої речовини змийте її великою кількістю води.

### Реакції обміну між електролітами у водних розчинах, що супроводжуються випаданням осаду

1. У першу пробірку налийте розчин кальцій хлориду об'ємом 1 мл, у другу — таку саму кількість розчину кальцій нітрату. До обох пробірок додайте по 1 мл розчину натрій карбонату. Що спостерігаєте?

Складіть молекулярні та йонно-молекулярні рівняння реакцій. Чи можна стверджувати, що в обох випадках відбувається одна й та сама реакція?

2. До розчину натрій хлориду об'ємом 1 мл долийте таку саму кількість розчину калій нітрату. Чи спостерігаєте які-небудь зміни? Чому в цьому випадку реакція неможлива? Як це можна довести з використанням повного йонно-молекулярного рівняння реакції? Які йони наявні в утвореному розчині?

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

У першу пробірку налийте розчин натрій карбонату об'ємом 1 мл, у другу пробірку насипте шпателем невелику кількість кальцій карбонату (на кінчику шпателя). До обох пробірок обережно прилийте хлоридну кислоту об'ємом 1 мл. Що відбувається?

Складіть молекулярні та йонно-молекулярні рівняння реакцій. Чи можна стверджувати, що в обох випадках відбувається одна й та сама реакція?

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

Налийте в пробірку 1 мл розчину натрій гідроксиду, додайте кілька крапель фенолфталеїну. Яке забарвлення розчину?

Додавайте хлоридну кислоту краплинами до повного зникнення забарвлення.

Складіть молекулярне та йонно-молекулярне рівняння реакції.

## Ключова ідея

Реакції обміну між розчинами електролітів відбуваються, якщо в результаті реакції утворюється слабкий електроліт (вода або нерозчинна речовина) або неелектроліт (газ).

## Контрольні запитання

**146.** За яких умов відбуваються реакції йонного обміну в розчині? Наведіть по одному прикладу для кожного випадку.

**147.** Які реакції називають реакціями нейтралізації?

## Завдання для засвоєння матеріалу

**148.** Складіть молекулярні та йонно-молекулярні рівняння для схем:

а) $Ba(OH)_2 + HCl \rightarrow$;
б) $K_2S + H_2SO_4 \rightarrow$;
в) $BaCl_2 + MgSO_4 \rightarrow$;
г) $FeCl_2 + NaOH \rightarrow$;
д) $HNO_3 + Ba(OH)_2 \rightarrow$;
е) $AgNO_3 + K_3PO_4 \rightarrow$;
є) $BaCO_3 + HCl \rightarrow$;
ж) $Fe(OH)_3 + H_2SO_4 \rightarrow$;
з) $Na_2S + HCl \rightarrow$;
и) $AgNO_3 + AlCl_3 \rightarrow$;
і) $Al(OH)_3 + HCl \rightarrow$;
к) $Na_2SO_3 + Pb(NO_3)_2 \rightarrow$;
л) $NaOH + FeCl_3 \rightarrow$;
м) $CaCO_3 + HNO_3 \rightarrow$.

**149.** Наведіть по два молекулярні рівняння реакцій, що відповідають таким скороченим йонно-молекулярним рівнянням:

а) $H^+ + OH^- = H_2O$;
б) $2H^+ + CO_3^{2-} = CO_2\uparrow + H_2O$;
в) $CO_3^{2-} + Ca^{2+} = CaCO_3\downarrow$;
г) $Fe^{3+} + 3OH^- = Fe(OH)_3\downarrow$;
д) $Pb^{2+} + S^{2-} = PbS\downarrow$;
е) $Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow$.

**150.** Наведіть по одному рівнянню реакції, що відповідає кожній схемі перетворень. Складіть молекулярне та йонно-молекулярне рівняння.

а) Сіль + сіль → сіль ↓ + сіль;
б) сильна кислота + луг → сіль + вода;
в) слабка кислота + луг → сіль + вода;
г) сильна кислота + слабка основа → сіль + вода;
д) сильна кислота + луг → сіль ↓ + вода;
е) сіль + сильна кислота → сіль + слабка кислота.

**151.** Наведіть приклад розчинної у воді солі, під час взаємодії якої як з калій сульфатом, так і з аргентум(I) нітратом утворюється осад. Складіть рівняння цих реакцій у молекулярній та йонно-молекулярній формах.

**152.** Назвіть дві розчинні у воді солі різних кислот, під час взаємодії яких із сильною кислотою виділяються газуваті продукти.

**153.** Доповніть рівняння реакцій, складіть йонно-молекулярні рівняння.

а) $MgSO_4 + \ldots = \ldots\downarrow + K_2SO_4$;
б) $\ldots + HCl = \ldots\downarrow + HNO_3$;
в) $FeS + \ldots = FeCl_2 + \ldots\uparrow$;
г) $\ldots + \ldots = Fe(OH)_2\downarrow + BaSO_4\downarrow$.

**154.** Із поданого переліку випишіть формули речовин, з якими взаємодіє калій гідроксид у водному розчині. Складіть молекулярні та йонно-молекулярні рівняння реакцій. $HCl$, $NaNO_3$, $Ca(OH)_2$, $MgCl_2$.

**155.** Із поданого переліку випишіть формули солей, що взаємодіють із хлоридною кислотою. Складіть молекулярні та йонно-молекулярні рівняння реакцій.
KBr, $AgNO_3$, $CaCO_3$, $MgSO_4$.

**156.** До розчину аргентум(I) нітрату масою 200 г із масовою часткою солі 0,85 % додавали хлоридну кислоту до припинення виділення осаду. Обчисліть масу осаду, що утворився.

**157.** До розчину, що містить суміш калій сульфіту й натрій хлориду, спочатку додали розчин хлоридної кислоти до припинення виділення газу, а потім — розчин аргентум(I) нітрату. Які йони залишилися в розчині? Відповідь підтвердьте рівняннями реакцій.

**158.** До хлоридної кислоти додавали кальцій карбонат до припинення виділення газу. У результаті утворився розчин кальцій хлориду масою 500 г із масовою часткою солі 0,333 %. Обчисліть масу гідроген хлориду в початковому розчині.

## ПРАКТИЧНА РОБОТА № 1

### Реакції йонного обміну між електролітами у водних розчинах

*Обладнання:* штатив із пробірками, піпетки.

*Реактиви:* HCl, розчини $Na_2CO_3$, KCl, $CaCl_2$, $BaCl_2$, $MgCl_2$, KBr, KI, $K_3PO_4$, $Na_2SO_4$, $Na_2SO_3$, $AgNO_3$, $H_2SO_4$, NaOH, лакмусу або метилового оранжевого.

**Правила безпеки:**

- для дослідів використовуйте невеликі кількості реактивів;
- остерігайтеся потрапляння реактивів на шкіру, в очі; у разі потрапляння їдкої речовини змийте її великою кількістю води;
- для визначення запаху речовин не підносьте пробірку до обличчя, а спрямовуйте повітря рухами руки до себе.

**Дослід 1.** У дві пробірки налийте по 1 мл розчину натрій карбонату. У першу пробірку прилийте декілька крапель хлоридної кислоти, а в другу — 1 мл розчину кальцій хлориду. Які зміни спостерігаєте? Ці реакції є оборотними чи необоротними? Складіть рівняння реакцій у молекулярній, повній та скороченій йонно-молекулярних формах. Чи відбуватимуться реакції, якщо замість розчину натрій карбонату використати нерозчинну сіль, наприклад магній карбонат?

**Дослід 2.** У дві пробірки налийте по 1 мл розчину барій хлориду. У першу пробірку прилийте 1 мл розчину натрій сульфату, у другу — декілька крапель розчину аргентум(I) нітрату. Які зміни

спостерігаєте? Чи відрізняються осади в обох пробірках за виглядом та за складом? Складіть рівняння реакцій у молекулярній, повній та скороченій йонно-молекулярних формах.

**Дослід 3.** У чотири пробірки налийте по 1 мл розчинів калій хлориду, калій броміду, калій йодиду та калій ортофосфату. У кожну пробірку прилийте по 1 мл розчину аргентум(I) нітрату. Які зміни спостерігаєте? Чи відрізняються осади в усіх пробірках за виглядом і складом? Складіть рівняння реакцій у молекулярній, повній та скороченій йонно-молекулярних формах.

**Дослід 4.** У чотири пробірки налийте по 1 мл розчину сульфатної кислоти та додайте по декілька крапель розчину індикатора (лакмусу або метилоранжу). У першу пробірку краплинами додавайте розчин лугу до нейтралізації розчину. У другу пробірку прилийте 1 мл розчину барій хлориду. Чи відбувається реакція? Чи змінюється кислотність середовища в пробірці? У третю пробірку прилийте 1 мл розчину натрій сульфіту. Що спостерігаєте? Визначте запах у пробірці. Чи відбувається реакція? За якою ознакою це можна визначити? У четверту пробірку прилийте 1 мл розчину магній хлориду. Чи відбувається реакція? За якими ознаками це можна визначити? Складіть рівняння реакцій у молекулярній, повній та скороченій йонно-молекулярних формах.

Якщо реакцію сульфатної кислоти з лугом проводити без використання індикатора, чи будуть помітними зміни протягом реакції? Чи відбуватиметься реакція?

**Висновок.** Зробіть узагальнюючий висновок до практичної роботи. Для цього використайте відповіді на запитання:

1. За яких умов відбуваються реакції йонного обміну в розчинах?
2. За якими ознаками ви зробили висновок про перебіг реакцій у кожному досліді?

## § 13. Виявлення йонів у розчинах

### Поняття про якісні реакції

Визначення складу речовин та розчинів — одне із завдань сучасної хімії. Визначення якісного та кількісного складу речовин та їхніх сумішей — предмет вивчення аналітичної хімії.

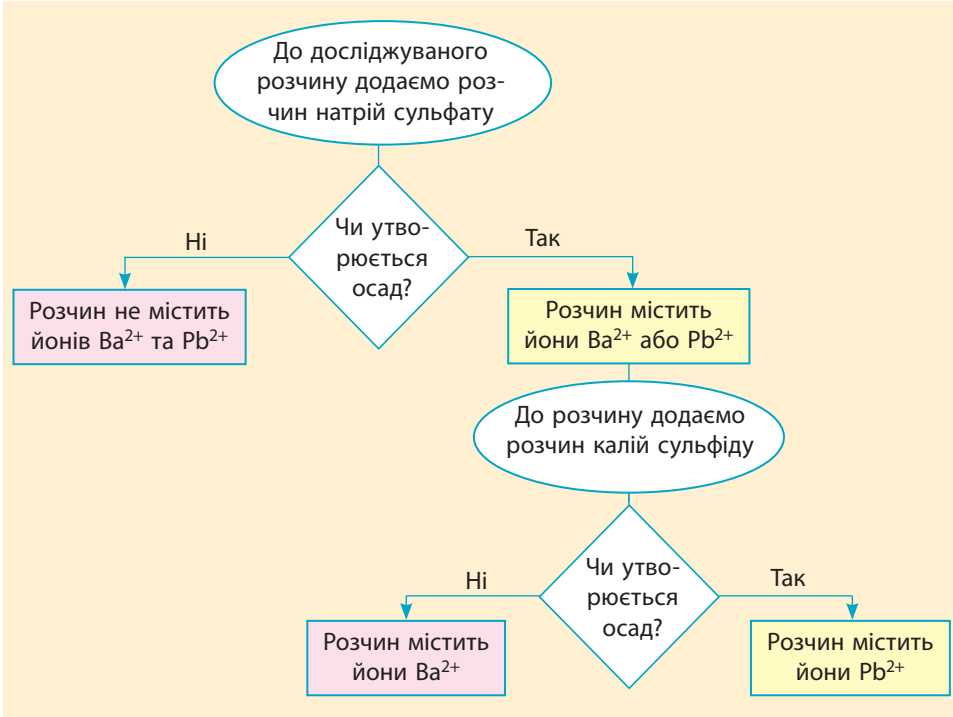
Одним зі способів виявлення якісного складу розчинів є використання *якісних реакцій*. Якісними реакціями називають такі реакції, що дозволяють відповісти на запитання «Чи міститься певна речовина або йон у дослідженому зразку?».

***Якісні реакції*** — це звичайні хімічні реакції, що відбуваються досить швидко й перебіг яких супроводжується певними візуальними змінами: відповідна зміна забарвлення розчину, утворення осаду певного кольору або виділення газу, який також може мати або не мати забарвлення чи запах.

Існує багато якісних реакцій, що дозволяють виявити наявність у розчинах йонів, спиртів, амінокислот, білків та інших речовин. Із деякими якісними реакціями ви ознайомитеся в цьому параграфі, а з іншими — під час подальшого вивчення хімії.

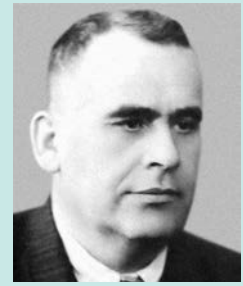
## Виявлення йонів у розчинах електролітів

Якісні реакції, що дозволяють виявити йони в розчині, у більшості випадків супроводжуються утворенням осаду певного кольору. Наприклад, виявлення йонів $Ba^{2+}$ у розчині можна описати такою блок-схемою:




Найуживаніші в шкільному курсі хімії реактиви для якісного аналізу наведено в таблиці 8.

Видатний український фізико-хімік, член-кореспондент АН УРСР. Народився в м. Сухумі, навчався у Харківському фінансово-економічному технікумі, працював на хімічному факультеті Харківського університету. Основні наукові дослідження належать до електрохімії розчинів: вивчав кислотно-основні взаємодії в неводних розчинах, розвинув теорію кислотно-осно́вних реакцій Брьонстеда та теорію дії скляного електрода, розробив кількісну теорію дисоціації електролітів у розчинах. Відкрив метод тонкошарової хроматографії та розробив нові фізико-хімічні методи аналізу неводних розчинів.



**Ізмайлов Микола Аркадійович**
(1907–1961)

**Таблиця 8. Реактиви для виявлення деяких аніонів**

| Йон | Реактив для якісного аналізу та приклад рівняння реакції | Ознака реакції |
|---|---|---|
| $Cl^-$ | Розчин аргентум(I) нітрату<br>$AgNO_3 + KCl = AgCl\downarrow + KNO_3$ | Утворення білого сирнистого осаду AgCl, що не розчиняється в нітратній кислоті |
| $Br^-$ | $AgNO_3 + NaBr = AgBr\downarrow + NaNO_3$ | Утворення блідо-жовтого осаду AgBr |
| $I^-$ | $AgNO_3 + KI = AgI\downarrow + KNO_3$ | Утворення жовтуватого осаду AgI |
| $PO_4^{3-}$ | $3AgNO_3 + K_3PO_4 = Ag_3PO_4\downarrow + 3KNO_3$ | Утворення яскраво-жовтого осаду $Ag_3PO_4$ |
| $SO_4^{2-}$ | Розчин солі Барію<br>$BaCl_2 + H_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2HCl$ | Утворення білого осаду $BaSO_4$, не розчинного в кислотах |
| $CO_3^{2-}$ | Розчинна сполука Кальцію<br>$K_2CO_3 + CaCl_2 = CaCO_3\downarrow + 2KCl$ | Утворення білого осаду $CaCO_3$ |
| | Розчин кислоти<br>$K_2CO_3 + 2HCl = 2KCl + CO_2\uparrow + H_2O$ | Виділення вуглекислого газу |

## Роль експерименту в науці

Експеримент — найголовніше джерело знань. Виконуючи різноманітні досліди, вчені протягом тисячоліть накопичували знання в різних галузях науки. Звісно, що, здійснивши певний експеримент, неможливо одразу відкрити закон або сформулювати теорію. На експериментальному рівні пізнання відбувається накопичення фактів,

Відомий український хімік-аналітик, академік НАН України. Народився в селищі Кирилівка Черкаської області, закінчив Київський політехнічний інститут, працював у Київському державному університеті. Займався розробкою методів хімічного аналізу неорганічних матеріалів із використанням органічних реактивів, застосуванням комплексних сполук у хімічному аналізі. Розробив методи визначення рідкісних елементів. Керував державними програмами «Чиста вода», брав активну участь у ліквідації наслідків Чорнобильської катастрофи, займався створенням замкнутих циклів водопостачання в промисловості, розробкою технології комплексної переробки шахтних вод.

**Пилипенко Анатолій Терентійович**
(1914–1993)

інформації про речовини та явища. Тільки маючи певні ґрунтовні знання, можна аналізувати отримані експериментальні дані й пояснювати їх, спираючись на вже існуючу теорію або сформулювавши власну.

Ґрунтуючись на експериментальних фактах, учені сформулювали більшість теорій. Так, вивчаючи хімічні властивості кисню, Лавуазьє сформулював оксигенову теорію кислот, а зважуючи маси реагентів та продуктів реакції — закон збереження маси. Вивчаючи електропровідність розчинів, Арреніус заклав основи теорії електролітичної дисоціації. І таких прикладів в історії хімії безліч.

Але деякі теорії й закони спочатку були сформульовані теоретично шляхом аналізу відомих фактів. Необхідно було лише «подивитися» на ці факти з іншого боку. Аналізуючи властивості сполук відомих елементів, Менделєєв відкрив Періодичний закон. Розв'язуючи математичні рівняння, Вольфганг Паулі припустив існування невідомої на той час характеристики електронів — спіну, що експериментально було доведено пізніше. І таких прикладів у науці багато. Але, як говорив Нобелівський лауреат Лев Ландау: «Дослід — верховний суддя теорії». Тобто будь-яка теорія чи закон мають бути доведені експериментально, як, наприклад, відкриття Галію й Германію блискуче довело істинність Періодичного закону.

## ЛАБОРАТОРНІ ДОСЛІДИ № 7–9

*Обладнання:* штатив із пробірками, піпетки.

*Реактиви:* розчини NaCl, $NaNO_3$, $Na_2CO_3$, $Na_2SO_4$, $CaCl_2$, $BaCl_2$, $AgNO_3$, HCl.

**Правила безпеки:**
- для дослідів використовуйте невеликі кількості речовин;
- остерігайтеся потрапляння речовин на шкіру, одяг, в очі; у разі потрапляння кислоти її слід негайно змити великою кількістю води та протерти ушкоджене місце розчином соди.

### Виявлення хлорид-іонів у розчині

У першу пробірку налийте розчин натрій хлориду об'ємом 1 мл, у другу — таку саму кількість розчину натрій нітрату. До обох пробірок додайте по 2–3 краплі розчину аргентум(I) нітрату. Що спостерігаєте?

За якою ознакою можна довести, в якій із пробірок містяться хлорид-іони?

Складіть молекулярні та йонно-молекулярні рівняння реакцій.

### Виявлення сульфат-іонів у розчині

У першу пробірку налийте розчин натрій хлориду об'ємом 1 мл, у другу — таку саму кількість розчину натрій сульфату. До обох пробірок додайте по 2–3 краплі розчину барій хлориду. Що спостерігаєте?

За якою ознакою можна довести, в якій із пробірок містяться сульфат-іони?

Складіть молекулярні та йонно-молекулярні рівняння реакцій.

### Виявлення карбонат-іонів у розчині

1. У першу пробірку налийте розчин натрій нітрату об'ємом 1 мл, у другу — таку саму кількість розчину натрій карбонату. До обох пробірок додайте по 2–3 краплі розчину кальцій хлориду. Що спостерігаєте?

2. Повторіть дослід з пункту 1, але замість кальцій хлориду до двох пробірок додайте по 1 мл хлоридної кислоти. Що спостерігаєте?

За якими ознаками можна довести, в якій із пробірок містяться карбонат-іони?

Складіть молекулярні та йонно-молекулярні рівняння реакцій.

### Ключова ідея

Якісна реакція — хімічна реакція, що дозволяє виявити певну речовину.
Експеримент є найголовнішим джерелом знань. Він має подвійну роль: доводить чи спростовує будь-які теоретичні висновки та може стати передумовою формулювання нової теорії або гіпотези.

## Контрольні запитання

**159.** Як ви розумієте поняття «якісні реакції»?

**160.** Які хімічні реакції можна використовувати як якісні?

## Завдання для засвоєння матеріалу

**161.** За таблицею розчинності запропонуйте реактиви для виявлення таких йонів: а) $SO_4^{2-}$; б) $Cl^-$; в) $S^{2-}$; г) $Ag^+$.

**162.** Запропонуйте реактив, що дозволить розрізнити пробірки з речовинами в кожній з наведених пар. Складіть відповідні молекулярні та йонно-молекулярні рівняння реакцій:
а) $MgCl_2$ і $MgSO_4$; б) $KNO_3$ і $K_2CO_3$.

**163.** Схарактеризуйте роль експерименту: а) для визначення якісного й кількісного складу речовин; б) відкриття й доведення істинності Періодичного закону; в) становлення теорії електролітичної дисоціації; г) розвитку науки.

# ПРАКТИЧНА РОБОТА № 2

## Розв'язування експериментальних задач

*Обладнання:* штатив із пробірками.

*Реактиви:* розчини HCl, $H_2SO_4$, NaOH, $Ca(OH)_2$, $FeSO_4$, $Na_2SO_3$, $Na_2SiO_3$, $AgNO_3$, NaCl, $Mg(NO_3)_2$, лакмусу або метилоранжу, порошок $CaCO_3$.

**Правила безпеки:**
- для дослідів використовуйте невеликі кількості реактивів;
- остерігайтеся потрапляння реактивів на шкіру, в очі; у разі потрапляння їдкої речовини змийте її великою кількістю води.

**Завдання 1**

Визначте необхідні реактиви та здійсніть реакції, яким відповідають такі йонно-молекулярні рівняння:

а) $H^+ + OH^- = H_2O$;

б) $Fe^{2+} + 2OH^- = Fe(OH)_2\downarrow$;

в) $CaCO_3 + 2H^+ = Ca^{2+} + CO_2\uparrow + H_2O$;

г) $SO_3^{2-} + 2H^+ = SO_2\uparrow + H_2O$;

д) $Ca(OH)_2 + SiO_3^{2-} = CaSiO_3\downarrow + 2OH^-$.

Для всіх проведених реакцій опишіть свої спостереження та складіть рівняння в молекулярній, повній та скороченій йонно-молекулярних формах.

**Завдання 2**

Запропонуйте, у який спосіб можна довести наявність кожного з йонів у розчині хлоридної кислоти.

Визначте необхідні реактиви, здійсніть реакції та опишіть візуальні зміни, за якими можна дізнатися склад речовин.

Для всіх проведених реакцій опишіть свої спостереження та складіть рівняння в молекулярній, повній та скороченій йонно-молекулярних формах.

**Завдання 3**

У п'ятьох пронумерованих пробірках містяться розчини таких речовин: хлоридна кислота, натрій хлорид, натрій сульфат, натрій гідроксид та магній нітрат. Запропонуйте схему аналізу, за допомогою якого можна визначити вміст кожної пробірки, використовуючи не більше трьох реактивів. Здійсніть хімічні реакції та визначте, в якій пробірці міститься яка речовина. Складіть відповідні рівняння реакцій у молекулярній та скороченій йонно-молекулярній формах.

**Висновок.** Зробіть узагальнюючий висновок до практичної роботи. Для цього використайте відповіді на запитання:

1. Чи може двом молекулярним рівнянням реакцій відповідати одне скорочене йонно-молекулярне рівняння?
2. Які реакції називають якісними? За якими ознаками виявляють ті чи інші йони в розчині?

**Теми навчальних проектів за темою «Розчини»:**

- Електроліти в сучасних акумуляторах.
- Вирощування кристалів солей.
- Виготовлення розчинів для надання домедичної допомоги.
- Дослідження pH ґрунтів своєї місцевості.
- Дослідження впливу кислотності й лужності ґрунтів на розвиток рослин.
- Дослідження pH атмосферних опадів та їхнього впливу на різні матеріали в довкіллі.
- Дослідження природних об'єктів в якості кислотно-осно́вних індикаторів.
- Дослідження pH середовища мінеральних вод України.

*Перевірте свої знання за темою «Розчини», виконавши тестові завдання на сайті.*

# ТЕМА 2. ХІМІЧНІ РЕАКЦІЇ

У цьому розділі ви дізнаєтеся…
- що таке окиснення й відновлення і чим вони відрізняються;
- чому в хімічних реакціях виділяється або поглинається теплота;
- що розуміють під швидкістю реакції;
- чому продукти харчування в холодильнику псуються набагато повільніше.

## § 14. Ступінь окиснення елементів

**Пригадайте:** число електронів на зовнішньому енергетичному рівні атомів *s*- та *p*-елементів збігається з номером групи в Періодичній системі (для короткого варіанта).

### Поняття про ступінь окиснення

Важливою характеристикою частинок у складі хімічних сполук є число відданих або прийнятих атомом електронів. Якщо для речовин з йонним зв'язком для цього достатньо знати заряди утворених йонів, то в речовинах з ковалентним зв'язком визначити це досить складно. Тому для всіх сполук, незалежно від типу їхнього хімічного зв'язку, застосовують більш універсальне поняття — ступінь окиснення.

Ступінь окиснення визначається числом відданих або прийнятих електронів у речовинах з йонним зв'язком та числом електронів у складі спільних електронних пар, що зумовлюють ковалентний полярний зв'язок.

Ступінь окиснення — це умовний заряд на атомі в молекулі або кристалі, обчислений з припущенням, що всі спільні електронні пари повністю зміщені в бік більш електронегативного елемента.

У найпростіших йонних сполуках ступінь окиснення збігається із зарядами йонів, наприклад:

$$\overset{+1}{Na}\overset{-1}{Cl} \qquad \overset{+2}{Ca}\overset{-2}{O}$$

Розглядаючи сполуки з ковалентним полярним зв'язком, роблять припущення, що спільна електронна пара повністю переходить до більш електронегативного елемента. У цьому випадку в гідроген флуориді та воді ступені окиснення будуть такі:

$$\overset{+1}{H}\overset{-1}{F} \qquad \overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O}$$

## Можливі ступені окиснення елементів

Ступені окиснення, які елементи можуть виявляти в різних сполуках, у більшості випадків можна визначити за будовою зовнішнього електронного рівня або за положенням елемента в Періодичній системі.

Атоми *металічних елементів* можуть тільки віддавати електрони, тому в сполуках вони виявляють позитивні ступені окиснення. Максимальне значення — вищий ступінь окиснення — зазвичай дорівнює числу електронів на зовнішньому рівні, а отже, й номеру групи в Періодичній системі.

**Металічні елементи** → вищий ступінь окиснення = максимальне число втрачених електронів = номер групи

**Металічні елементи** → нижчий ступінь окиснення = 0

Атоми *неметалічних елементів* можуть виявляти як позитивний, так і негативний ступінь окиснення. Максимальний позитивний ступінь окиснення — вищий ступінь окиснення, як і для металічних елементів, дорівнює числу валентних електронів. А нижчий ступінь окиснення визначається тим, скільки електронів бракує атому, щоб на зовнішньому рівні їх було вісім (табл. 9).

**Неметалічні елементи** → вищий ступінь окиснення = максимальне число втрачених електронів = номер групи

**Неметалічні елементи** → нижчий ступінь окиснення = максимальне число прийнятих електронів = номер групи мінус 8

Окрім вищого та нижчого ступеня окиснення багато елементів можуть також виявляти й проміжні ступені окиснення. Визначити їх для *s*- та *p*-елементів можна за таблицею 9.

**Таблиця 9. Найбільш характерні ступені окиснення елементів головних підгруп (*s*- та *p*-елементів)**

| Група ПС | I | II | III | IV | V | VI | VII |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| Вищий ступінь окиснення | +1 | +2 | +3 | +4 | +5 | +6 (крім **O**) | +7 (крім **F**) |
| Проміжний ступінь окиснення | — | — | — | +2, 0 | +3, 0 | +4, +2, 0 | +5, +3, +1, 0 |
| Нижчий ступінь окиснення | 0 | 0 | 0 | −4 | −3 | −2 | −1 |

Деякі хімічні елементи не підпадають під ці правила. Серед них Гідроген, Оксиген, Флуор:

**H** → вищий +1, нижчий −1; **O** → вищий +2, нижчий −2; **F** → вищий 0, нижчий −1

## Визначення ступенів окиснення елементів у сполуках

**Визначаючи ступені окиснення елементів у сполуках, слід пам'ятати:**

1. Ступінь окиснення елемента в простій речовині дорівнює нулю.
2. Флуор — найбільш електронегативний хімічний елемент, тому ступінь окиснення Флуору в усіх сполуках дорівнює −1.
3. Оксиген — найбільш електронегативний елемент після Флуору, тому ступінь окиснення Оксигену в усіх сполуках, крім флуоридів, негативний: у більшості випадків він дорівнює −2, а в пероксидах — −1.
4. Ступінь окиснення Гідрогену в більшості сполук дорівнює +1, а в сполуках з металічними елементами (гідридах NaH, $CaH_2$ тощо) — −1.
5. Ступінь окиснення металічних елементів у сполуках завжди позитивний.
6. Більш електронегативний елемент завжди має негативний ступінь окиснення.
7. Сума ступенів окиснення всіх елементів у сполуці дорівнює нулю.

**Алгоритм визначення ступенів окиснення елементів у сполуках**

| | | | |
|---|---|---|---|
| 1. Записуємо формули речовин | $Fe_2O_3$ | $H_2SO_4$ | $KNO_3$ |
| 2. Підписуємо ступені окиснення Оксигену та Гідрогену й металічних елементів I–III груп (табл. 9) | $\overset{x}{Fe_2}\overset{-2}{O_3}$ | $\overset{+1}{H_2}\overset{x}{S}\overset{-2}{O_4}$ | $\overset{+1}{K}\overset{x}{N}\overset{-2}{O_3}$ |
| 3. Складаємо рівняння для обчислення невідомого заряду. Слід пам'ятати, що ступінь окиснення — це заряд на одному атомі. Якщо атомів певного елемента більше одного, то його заряд слід помножити на число атомів | $2 \cdot (x) + 3 \cdot (-2) = 0$ Після спрощення: $2x - 6 = 0$ | $2 \cdot (+1) + 1 \cdot (x) + 4 \cdot (-2) = 0$ Після спрощення: $2 + x - 8 = 0$ | $1 \cdot (+1) + 1 \cdot (x) + 3 \cdot (-2) = 0$ Після спрощення: $1 + x - 6 = 0$ |
| 4. Розв'язуємо складене рівняння | $x = +3$ | $x = +6$ | $x = +5$ |
| 5. Підписуємо визначений ступінь окиснення | $\overset{+3}{Fe_2}\overset{-2}{O_3}$ | $\overset{+1}{H_2}\overset{+6}{S}\overset{-2}{O_4}$ | $\overset{+1}{K}\overset{+5}{N}\overset{-2}{O_3}$ |

## Складання формул сполук за ступенем окиснення елементів

Використовуючи ступені окиснення, складати формули бінарних сполук простіше, ніж за валентністю. Складаючи формули, слід керуватися правилом електронейтральності.

**Алгоритм складання формул сполук за відомими ступенями окиснення елементів**

| | | |
|---|---|---|
| 1. Записуємо символи елементів у необхідному порядку та надписуємо їхні ступені окиснення | $\overset{+6}{S}\ \overset{-2}{O}$ | $\overset{+3}{P}\ \overset{-1}{Cl}$ |
| 2. Визначаємо найменше спільне кратне (НСК) для значень ступенів окиснення (на знак не звертаємо уваги) | НСК (6 і 2) = 6 | НСК (3 і 1) = 3 |
| 3. Число атомів певного елемента дорівнює відношенню НСК до ступеня окиснення цього елемента | 6 : 6 = 1 (S)<br>6 : 2 = 3 (O) | 3 : 3 = 1 (Fe)<br>3 : 1 = 3 (Cl) |
| 4. Записуємо індекси після символів елементів | $\overset{+6}{S}\ \overset{-2}{O_3}$ | $\overset{+3}{P}\ \overset{-1}{Cl_3}$ |

### Ключова ідея

Ступінь окиснення характеризує число електронів, що бере участь в утворенні зв'язків у сполуках.

### Контрольні запитання

**164.** Дайте визначення поняття «ступінь окиснення».

**165.** У чому полягає спільність і відмінність понять «ступінь окиснення» і «валентність»?

**166.** Як можна визначити вищий, нижчий та проміжні ступені окиснення елементів за Періодичною системою?

**167.** Чому дорівнює нижчий ступінь окиснення металічних елементів?

**168.** Сформулюйте алгоритм визначення ступенів окиснення елементів у сполуках.

**169.** Який ступінь окиснення елементів у простих речовинах? Чому він саме такий?

### Завдання для засвоєння матеріалу

**170.** За формулами речовин визначте ступені окиснення всіх елементів.

а) $H_2$, $H_2O$, HCl, NaOH, NaH;
б) $PH_3$, $NO_2$, $H_2O_2$;
в) HCl, $Cl_2$, $CuCl_2$, $KClO_3$;
г) $KMnO_4$, $K_2MnO_4$, $MnO_2$, $MnSO_4$;
д) $SO_2$, S, $H_2SO_4$, $H_2S$;
е) Fe, $Fe_2O_3$, $Fe(OH)_2$, $Fe_2(SO_4)_3$;
є) $N_2$, $N_2H_4$, $N_2O_3$, $HNO_3$.

**171.** За місцем елементів у Періодичній системі визначте можливі ступені окиснення — вищий, нижчий і проміжні (якщо вони є) — для елементів: Оксиген, Хлор, Фосфор, Натрій, Кальцій, Карбон, Плюмбум, Алюміній.

**172.** Обчисліть ступені окиснення Карбону в сполуках: $CH_4$, $CH_3Cl$, $CH_2Cl_2$, $C_2H_5Cl$, $C_2H_2Cl_4$, $C_2Cl_6$. (Візьміть до уваги, що в усіх цих сполуках ступінь окиснення Гідрогену — +1, а Хлору — –1.)

**173.** Наведіть формули сполук Нітрогену з позитивним і негативним ступенем окиснення цього хімічного елемента.

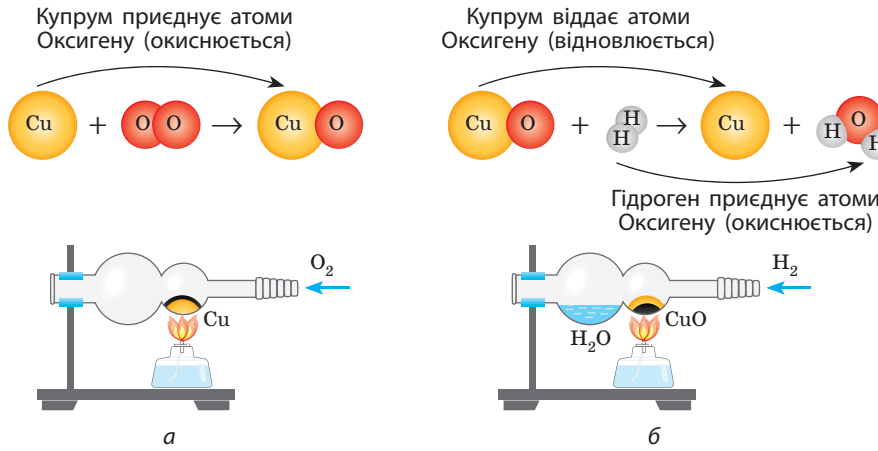
**174*.** Максимальна валентність та ступінь окиснення Оксигену та Флуору відрізняються від номерів груп Періодичної системи, у яких вони розташовані. Як ви вважаєте, чим це можна пояснити?

## § 15. Окисно-відновні реакції

### Окиснення й відновлення — протилежні хімічні процеси

У 7 класі ви вже ознайомилися з реакціями окиснення. Ми розглядали їх як реакції речовин із киснем з утворенням оксидів. Тобто можна сказати, що *окиснення* — це процес приєднання речовиною атомів Оксигену (мал. 15.1, *а*).

Разом з окисненням у природі відбувається протилежний процес, що супроводжується віддачею речовиною атомів Оксигену. Цей процес називають *відновленням*. На прикладі реакції відновлення міді (мал. 15.1, *б*) стає зрозумілою назва цього процесу: оскільки з чорного купрум(II) оксиду отримали блискучий метал, то було логічно назвати цей процес відновленням металу.




**Мал. 15.1.** Реакції окиснення (*а*) та відновлення (*б*) міді

Зверніть увагу: Купрум віддає атоми Оксигену й відновлюється, але одночасно атоми Гідрогену сполучаються з атомами Оксигену й окиснюються (мал. 15.1, *б*).

Отже, процеси окиснення й відновлення — це протилежні взаємопов'язані процеси: відновлення завжди супроводжується окисненням, і навпаки. Тому використовують термін *окисно-відновні реакції* (скорочено ОВР).

## Електронна природа окисно-відновних реакцій

Із розвитком хімії вчені виявили електронну природу процесів окиснення й відновлення. Одним із перших електронну теорію окисно-відновних процесів запропонував наш співвітчизник Л. В. Писаржевський. Він зіставив процеси окиснення й відновлення зі зміною ступенів окиснення елементів унаслідок переходу електронів від атомів одних елементів до інших.

Реакції, у яких хоча б один хімічний елемент змінює свій ступінь окиснення, називають окисно-відновними.

Розгляньмо знову реакцію окиснення міді, але цього разу звернемо увагу на ступені окиснення елементів реагентів та продуктів реакції:

$$\overset{0}{Cu} + \overset{0}{O_2} \rightarrow \overset{+2}{Cu}\overset{-2}{O}$$

Ми бачимо, що в результаті реакції Купрум підвищує свій ступінь окиснення від 0 до +2. Для цього атоми Купруму мають віддати по 2 електрони. Цей процес можна описати схемою:

$$\overset{0}{Cu} - 2e^- \rightarrow \overset{+2}{Cu}$$

Отже, з позиції електронної теорії окисно-відновних реакцій:

Окиснення — це процес віддачі електронів атомом (йоном) з підвищенням ступеня окиснення.

У цій реакції Оксиген знижує свій ступінь окиснення від 0 до −2. Для цього атоми Оксигену мають прийняти по 2 електрони:

$$\overset{0}{O} + 2e^- \rightarrow \overset{-2}{O}$$

У такий спосіб атоми Оксигену доповнюють (відновлюють) свою електронну оболонку, тому з позиції електронної теорії окисно-відновних реакцій:

Відновлення — це процес приєднання електронів атомом (йоном) зі зниженням ступеня окиснення.

Кожний атом Оксигену приєднує по два електрони від атомів Купруму й відновлюється

$$2\overset{0}{Cu} + \overset{0}{O_2} \rightarrow 2\overset{+2}{Cu} + 2\overset{-2}{O}$$

+4$e^-$ від Купруму

–4$e^-$ до Оксигену

Кожний атом Купруму віддає по два електрони атомам Оксигену й окиснюється

Елемент, що віддає електрони й тим самим підвищує свій ступінь окиснення, називають *відновником*. Речовину, що містить елемент-відновник, також називають відновником. Оскільки відновник під час реакції віддає електрони, то сам він при цьому окиснюється.

Відновник — це частинка (молекула, атом або йон), що віддає електрони.

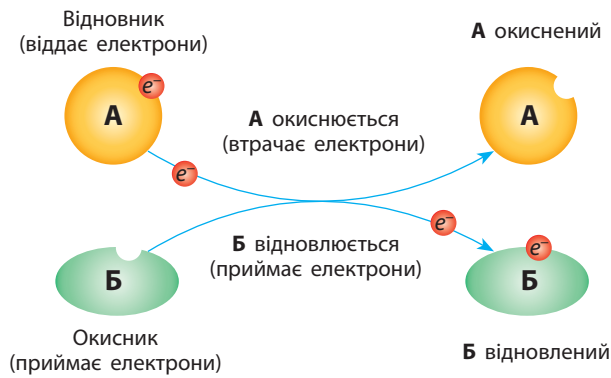
У реакції міді з киснем атоми Купруму окиснюються, оскільки віддають електрони, але вони в цій реакції є відновниками, оскільки віддають електрони і відновлюють атоми Оксигену.

Елемент, що приєднує електрони, а також речовину, у складі якої він міститься, називають *окисником*. Оскільки окисник під час реакції приєднує електрони, то сам він при цьому відновлюється.

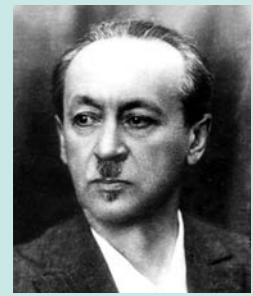
Окисник — це частинка (молекула, атом або йон), що приєднує електрони.

У реакції, що ми розглянули, Оксиген відновлюється, оскільки приєднує електрони, але одночасно він є окисником і окиснює Купрум.

У загальному випадку всі визначення, що ми розглянули в цьому підрозділі, можна представити схемою:



Український фізико-хімік, академік АН СРСР і АН УРСР. Після закінчення гімназії готувався стати лікарем, але після ознайомлення з підручником Менделєєва «Основи хімії» вирішив присвятити себе цій науці. Після закінчення Одеського університету навчався в Лейпцизі в лабораторії Оствальда, де захистив дисертацію. Працював у Тарту, Київському політехнікумі, Катеринославському гірничому інституті (нині Національний гірничий університет, м. Дніпро). За часів громадянської війни сконструював простий протигаз, що зберіг здоров'я багатьох солдат. Розробив теорію окисно-відновних реакцій, заклав основи теорії каталізу тощо. Був засновником та першим директором Інституту фізичної хімії НАН України, що названий його ім'ям.



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

Розгляньмо реакцію хлоридної кислоти з лугом:

$$\overset{+1\,-1}{HCl} + \overset{+1\,-2\,+1}{KOH} = \overset{+1\,-1}{KCl} + \overset{+1\,-2}{H_2O}$$

Легко помітити, що в цій реакції жоден хімічний елемент не змінює свій ступінь окиснення, тому ця реакція не є окисно-відновною, як і будь-яка інша реакція йонного обміну. Головна відмінність окисно-відновних реакцій від реакцій йонного обміну полягає в тому, що під час окисно-відновних реакцій відбувається перехід електронів від відновника до окисника.

Поблизу Австралії та на островах Індонезії мешкають сміттєві кури (alectura lathami). На відміну від більшості птахів вони не висиджують свої яйця, а закопують їх у купу гумусу, листя та гною. Яйця розвиваються завдяки теплоті, що виділяється під час окисно-відновної реакції гниття рослин. За допомогою ніжної шкіри всередині дзьобу самець відстежує температуру всередині такого «інкубатора» і залежно від неї розкопує яйця або засипає їх піском.

## Значення окисно-відновних реакцій

Окисно-відновні реакції мають велике значення в природі та практичній діяльності людини. Вони є основою багатьох процесів життєдіяльності живих організмів. У промисловості окисно-відновні реакції — один з головних методів добування нових речовин, зокрема металів, а також у виробництві кислот, ліків, барвників тощо.

## Значення ОВР у природі

**Фотосинтез** — це окисно-відновна реакція, що забезпечує життя на планеті. Під дією світла в зелених рослинах відбувається процес, який можна описати сумарним рівнянням: $6CO_2 + 6H_2O = C_6H_{12}O_6 + 6O_2\uparrow$. Окисником тут є вуглекислий газ, а відновником — атоми Оксигену у складі води.

**Обмін речовин і енергії в клітинах** відбувається в ході численних окисно-відновних реакцій. Процеси дихання, травлення — усе це ланцюги ОВР. Перетворення енергії, що звільняється під час ОВР, на енергію хімічних зв'язків молекул АТФ відбувається в мітохондріях.

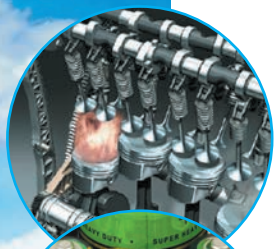
Будь-яка **реакція горіння** є окисно-відновною. Із давніх-давен горіння є джерелом енергії для людини. Поширеним видом палива є деревина, її горіння можна описати рівнянням, зворотним до процесу фотосинтезу: $C_6H_{12}O_6 + 6O_2 = 6CO_2 + 6H_2O$.

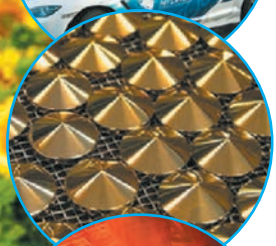
**Гниття** також є окисно-відновним процесом, що відбувається за участі бактерій. У результаті гниття виділяється енергія, необхідна для життєдіяльності цих бактерій. Мільйони років тому завдяки цим процесам сформувалися корисні копалини.

**Бродіння** — ще один приклад природних окисно-відновних реакцій. Цей процес відбувається за участі грибів, які таким чином добувають необхідну енергію. Людина використовує бродіння для виготовлення квашених овочів, дріжджового тіста, кисломолочних продуктів, сиру, пива тощо.

У живих організмах можуть відбуватися й **небажані процеси окиснення**, наслідком чого можуть бути мутації ДНК та захворювання, зокрема рак. Для запобігання цьому існують речовини-антиоксиданти, що виявляють відновні властивості. Вони взаємодіють з надлишковими окисниками в організмі й «нейтралізують» їх. Найпоширенішим антиоксидантом є вітамін С.

**Корозія** — це багатостадійний окисно-відновний процес, що описують рівнянням $4Fe + 3O_2 + 6H_2O = 4Fe(OH)_3$. Корозію можна назвати процесом, який є протилежним добуванню металів на заводах. Цей процес призводить до пошкодження металевих конструкцій.





## Значення ОВР у техніці

**Добування енергії** з будь-якого палива ґрунтується на окисно-відновних реакціях. Наприклад, у двигунах внутрішнього згоряння відбувається реакція згоряння бензину. Енергія, що виділяється в результаті реакції, перетворюється на механічну енергію для переміщення автомобіля.

У звичайних **батарейках** також відбуваються ОВР, енергія від яких перетворюється на електричну енергію. Такі джерела електричного струму називають гальванічними елементами. У батарейці відбувається реакція, яку схематично можна описати рівнянням: $Zn + MnO_2 = ZnO + MnO$. Акумулятори в автомобілях, ноутбуках та мобільних телефонах — це також гальванічні елементи, в яких відбуваються різні ОВР.

У **паливних елементах** електрична енергія виробляється внаслідок окисно-відновної реакції горіння. Перспективним є паливний елемент, у якому відбувається згоряння водню, оскільки єдиним продуктом цієї реакції є вода. Автомобілі з такими паливними елементами будуть екологічно чистими.

Окисно-відновні реакції є основою методу **гальванопластики** — покриття поверхні тонким шаром металу. На виріб будь-якої складності з будь-якого матеріалу (деревини, гіпсу, пластмаси) наносять шар металу (золота, срібла, хрому). Цим методом наносять позолоту на дерев'яні вироби, хромують деталі автомобілів, побутової техніки тощо.

Усі **металургійні процеси — добування металів** — неможливі без ОВР. Метали (залізо, мідь, свинець тощо) відновлюють з руди коксом (спеціально обробленим вугіллям). Алюміній з руди відновлюють електричним струмом. За випуском чорних металів Україна посідає одне з провідних місць у світі.

Без ОВР неможливий **хімічний аналіз деяких речовин**. Із використанням різних реагентів визначають концентрацію кисню, йонів Феруму $Fe^{2+}$ й $Fe^{3+}$ або Хрому $Cr^{3+}$ у сумішах. Також за допомогою ОВР можна визначити вміст вітаміну С (аскорбінової кислоти) у фруктах, соках тощо.

Реакція азоту з воднем $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$ також є окисно-відновною. На цій реакції ґрунтується **виробництво азотних добрив** та **вибухових речовин**. Цей дешевий спосіб синтезу амоніаку дозволив підвищити врожайність сільськогосподарських культур. В Україні амоніак синтезують у великих обсягах на підприємствах «Рівнеазот», Черкаський «Азот» тощо.

## Ключова ідея

Окиснення й відновлення — протилежні взаємопов'язані процеси і полягають в обміні електронів.

## Контрольні запитання

**175.** Які реакції називають окисно-відновними? Наведіть приклади окисно-відновних реакцій у природі й побуті.

**176.** Дайте визначення поняттям «окисник», «відновник», «окиснення», «відновлення» з позицій електронної теорії ОВР.

**177.** Чи можна будь-який процес окиснення схарактеризувати як горіння? А чи можна будь-який процес горіння назвати процесом окиснення?

## Завдання для засвоєння матеріалу

**178.** Визначте, які з наведених реакцій є окисно-відновними. Для ОВР позначте стрілкою напрямок переносу електронів та їх число, як на схемі на с. 90.

а) $2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow$;
б) $MnO_2 + 4HCl = MnCl_2 + Cl_2\uparrow + 2H_2O$;
в) $2Al(OH)_3 + 3H_2SO_4 = Al_2(SO_4)_3 + 6H_2O$;
г) $6NaOH + P_2O_5 = 2Na_3PO_4 + 3H_2O$;
д) $CuO + 2HCl = CuCl_2 + H_2O$;
е) $Fe + 2HCl = FeCl_2 + H_2\uparrow$;
є) $2H_2 + O_2 = 2H_2O$;
ж) $2Al + 3S = Al_2S_3$.

**179.** У кожному рівнянні реакції визначте елементи, що є відновниками й окисниками:

а) $N_2 + O_2 = 2NO$;
б) $3Mg + N_2 = Mg_3N_2$;
в) $Cl_2 + 2KBr = 2KCl + Br_2$;
г) $Fe + CuSO_4 = FeSO_4 + Cu$;
д) $2K + 2H_2O = 2KOH + H_2\uparrow$;
е) $2Pb(NO_3)_2 = 2PbO + 4NO_2\uparrow + O_2\uparrow$;
є) $Fe + H_2SO_4 = FeSO_4 + H_2\uparrow$;
ж) $5Cl_2 + 2P = 2PCl_5$.

**180.** Для кожного процесу позначте число відданих або прийнятих електронів, наприклад: $\overset{0}{Cu} - 2e^- \rightarrow \overset{+2}{Cu}$. Укажіть, є процес окисненням чи відновленням.

а) $\overset{+2}{Fe} \ldots \rightarrow \overset{+3}{Fe}$;
б) $\overset{+2}{Fe} \ldots \rightarrow \overset{0}{Fe}$;
в) $\overset{+5}{N} \ldots \rightarrow \overset{+2}{N}$;
г) $\overset{0}{N_2} \ldots \rightarrow 2\overset{+2}{N}$;
д) $\overset{0}{O_2} \ldots \rightarrow 2\overset{-2}{O}$;
е) $\overset{+7}{Mn} \ldots \rightarrow \overset{+2}{Mn}$;
є) $\overset{+7}{Mn} \ldots \rightarrow \overset{+4}{Mn}$;
ж) $2\overset{-3}{N} \ldots \rightarrow \overset{0}{N_2}$;
з) $\overset{-3}{N} \ldots \rightarrow \overset{+2}{N}$;
и) $\overset{0}{H_2} \ldots \rightarrow 2\overset{+}{H}$;
і) $\overset{0}{Ca} \ldots \rightarrow \overset{+2}{Ca}$;
к) $\overset{+6}{S} \ldots \rightarrow \overset{-2}{S}$.

**181.** Схарактеризуйте значення ОВР у побуті, техніці, природі.

**182.** Вироби зі срібла у разі зберігання протягом тривалого часу тьмяніють унаслідок утворення на поверхні нерозчинного аргентум(I) сульфіду чорного кольору. Відновити блиск срібла можна кип'ятінням виробу в розчині соди разом з алюмінієвою фольгою. Яка речовина в цьому випадку буде окисником, а яка — відновником? Складіть рівняння цієї реакції.

**183.** Вільні радикали в організмі (частинки з неспареними електронами) сприяють загибелі клітин або їхньому перетворенню на ракові клітини.

Нейтралізувати дію вільних радикалів можуть деякі речовини, які називають антиоксидантами, наприклад аскорбінова кислота. Припустіть, які властивості (окисників чи відновників) характерні для вільних радикалів та антиоксидантів.

## § 16. Окисники й відновники

**Пригадайте:**

- як визначити можливі ступені окиснення елементів (за § 14);
- металічні елементи розміщені переважно в нижній лівій частині Періодичної системи, а неметалічні — у верхній правій.

### Окисники й відновники

Атоми хімічних елементів, що перебувають у вищому ступені окиснення, можуть бути тільки окисниками, оскільки вони можуть тільки приймати електрони.

**Елементи:**

- у вищому ступені окиснення — тільки окисники;
- у нижчому — тільки відновники;
- у проміжному — і окисники, і відновники.

Елементи в нижчому ступені окиснення можуть бути тільки відновниками, оскільки вони можуть тільки віддавати електрони. Якщо елемент перебуває в проміжному ступені окиснення, то він може як приймати, так і віддавати електрони, отже, може виявляти властивості як відновника, так і окисника. Характерні ступені окиснення деяких елементів та відповідні їм сполуки наведені в Додатку 2.

Наприклад, розгляньмо Сульфур і характерні для нього сполуки з різним ступенем окиснення цього елемента. У гідроген сульфіді ступінь окиснення Сульфуру є нижчим і дорівнює −2, зовнішній енергетичний рівень Сульфуру є завершеним і він може тільки віддавати електрони. Отже, Сульфур зі ступенем окиснення −2 може бути тільки відновником:

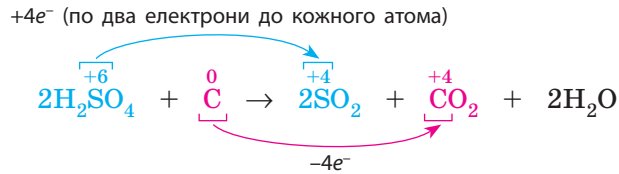
+4$e^-$ (по два електрони до кожного атома)

$$2H_2\overset{-2}{S} + \overset{0}{O_2} \rightarrow \overset{0}{2S} + 2H_2\overset{-2}{O}$$

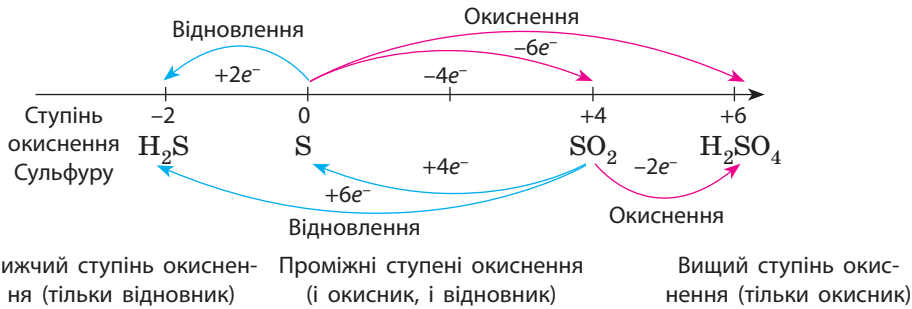
−4$e^-$ (по два електрони від кожного атома)

Вищий ступінь окиснення Сульфуру дорівнює +6, що він виявляє, наприклад, у сульфатній кислоті. Концентрована сульфатна кислота може окиснювати багато речовин, і окисні властивості в цих випадках виявляє саме Сульфур, який у ступені окиснення +6 віддав усі

електрони із зовнішнього енергетичного рівня і тепер може тільки їх приєднувати, тобто бути тільки окисником:




У проміжних ступенях окиснення — 0 (у сірці) та +4 (наприклад, у $SO_2$) — атом Сульфуру може як приєднувати, так і віддавати електрони, виявляючи як окисні, так і відновні властивості. Він може відновлюватися або окиснюватися до різних ступенів окиснення, що проілюстровано на схемі:




Наприклад, під час взаємодії сірки з воднем Сульфур виявляє окисні властивості, а у взаємодії з киснем — відновні:

Отже, один хімічний елемент залежно від ступеня окиснення, що він виявляє в тій чи іншій сполуці, може бути як окисником, так і відновником. Для визначення можливості вступати в ті чи інші реакції необхідно порівняти ступінь окиснення елемента в певній сполуці зі ступенями окиснення, що може виявляти елемент, ґрунтуючись на будові його електронної оболонки.

## Поширені речовини — окисники

Окисні властивості найбільше виражені в типових неметалів (галогени, кисень, сірка), а також у деяких складних речовин, що містять хімічні елементи у високих ступенях окиснення (+5...+7).

**Кисень** $O_2$ — найпоширеніший на Землі окисник. Він здатний окиснювати багато простих і складних речовин, утворюючи оксиди. Ці реакції супроводжуються виділенням великої кількості теплоти. При цьому сам кисень відновлюється до нижчого ступеня окиснення:

$$\overset{0}{O_2} + 4e^- \rightarrow 2\overset{-2}{O}.$$

Найсильніший окисник серед простих речовин — **фтор** $F_2$. За звичайних умов він реагує з більшістю речовин, а в разі нагрівання окиснює й благородні метали — золото й платину. В атмосфері фтору горить навіть вода. Фтор у жодному випадку не може бути відновником, оскільки Флуор не виявляє позитивного ступеня окиснення.

**Концентрована сульфатна кислота** $H_2SO_4$ — сильний окисник завдяки Сульфуру. Найчастіше в реакціях він відновлюється до ступеня окиснення +4, утворюючи сульфур(IV) оксид $SO_2$. Розведена сульфатна кислота — слабкий окисник, оскільки в цьому разі окисником є йон Гідрогену $H^+$.

**Нітратна кислота** $HNO_3$ — сильний окисник завдяки Нітрогену. Під час реакцій він відновлюється до різних ступенів окиснення: від +4 до −3. Суміш концентрованих нітратної та хлоридної кислот («царська вода») реагує навіть із золотом і платиною: $Au + 4HCl + HNO_3 = HAuCl_4 + NO\uparrow + 2H_2O$.

**Калій перманганат** $KMnO_4$ — один із найважливіших реагентів у хімічних лабораторіях. Він виявляє сильні окисні властивості завдяки Мангану. Його використовують як окисник в органічному синтезі, хімічному аналізі, для лабораторного добування кисню. Широко застосовують у медицині як антисептичний засіб.

**Калій дихромат** $K_2Cr_2O_7$ — цінний окисник, який застосовують для виробництва барвників, дублення шкіри, у піротехніці, живописі. Його суміш із концентрованою сульфатною кислотою (хромпік) використовують для миття скляного лабораторного посуду, щоб позбутися непомітних плям.

**Гідроген пероксид** $H_2O_2$ — поширений у хімічних лабораторіях реагент. У ньому Оксиген виявляє ступінь окиснення −1, що є проміжним для нього, отже, гідроген пероксид можна використовувати і як окисник, і як відновник.

## Поширені речовини — відновники

Відновні властивості характерні для багатьох простих речовин (метали та деякі неметали (водень, вуглець)), а також для сполук неметалічних елементів у нижчих ступенях окиснення (−4...−1): $H_2S$, $NH_3$, HI, $CH_4$ тощо.

Найпоширенішим відновником у промисловості є **вуглець**, а саме кокс, який добувають спеціальною обробкою вугілля. Кокс використовують для відновлення металів з оксидів: PbO + C = Pb + CO.

**Водень** $H_2$ — поширений відновник. Його також використовують для відновлення металів:

$$MnO_2 + 2H_2 = Mn + 2H_2O.$$

Через вогненебезпечність водень не такий поширений у промисловості, як кокс, але в реакціях з воднем добувають метали значно вищої якості (чистіші).

**Метали** — типові відновники, причому чим лівіше розташований метал у ряду активності, тим сильніші його відновні властивості. Деякі метали застосовують у промисловості для відновлення інших металів з оксидів:

$$Cr_2O_3 + 2Al = Al_2O_3 + 2Cr.$$

### Ключова ідея

Хімічні елементи у вищому ступені окиснення можуть виявляти тільки окисні властивості, у нижчому ступені — тільки відновні властивості. Якщо елемент перебуває в проміжному ступені окиснення, він може бути як окисником, так і відновником.

### Контрольні запитання

**184.** В якому ступені окиснення елементи можуть виявляти властивості: а) тільки окисні; б) тільки відновні; в) і окисні, і відновні? Відповідь поясніть.

**185.** Наведіть приклади речовин, що виявляють сильні окисні й відновні властивості. Поясніть свій вибір.

**186.** Як залежить активність атомів елемента в окисно-відновних реакціях від його ступеня окиснення?

## Завдання для засвоєння матеріалу

**187.** Чи може виявляти відновні властивості: а) атом Флуору; б) флуорид-іон; в) атом Натрію; г) йон Натрію? Відповідь поясніть.

**188.** Чому фтор і кисень у хімічних реакціях є переважно окисниками? Чи існують ще прості речовини, які були б тільки окисниками чи тільки відновниками? Відповідь поясніть.

**189.** У кожному ряду речовин знайдіть елемент, що міститься в усіх трьох речовинах. Визначте його ступінь окиснення в усіх цих сполуках. За ступенем окиснення визначте, в якій речовині цей елемент може бути тільки окисником, у якій — тільки відновником, а в якій — виявляти як окисні, так і відновні властивості.

а) $NaH$, $H_2$, $HCl$;
б) $NH_3$, $NO$, $HNO_3$;
в) $H_2S$, $SO_2$, $H_2SO_4$;
г) $HCl$, $Cl_2$, $HClO_4$;
д) $Cr$, $CrCl_3$, $CrO_3$;
е) $Mn$, $MnO_2$, $KMnO_4$.

**190.** Складіть рівняння реакцій горіння в кисні наведених речовин та визначте елемент-відновник.
Залізо, водень, фосфор, гідроген сульфід, карбон(II) оксид, метан $CH_4$.

**191.** Складіть рівняння горіння кальцію в кисні. Атоми якої речовини втрачають електрони, а якої — приймають? Назвіть окисник і відновник.

**192.** Складіть рівняння реакцій відновлення воднем таких речовин: вольфрам(VI) оксид, хром(III) оксид, титан(IV) оксид.
У кожній реакції визначте елемент-окисник.

**193.** Залізо можна добути відновленням ферум(III) оксиду вуглецем, воднем, алюмінієм. Складіть відповідні рівняння реакцій. Назвіть окисник і відновник у кожній реакції.

**194.** В алюміній броміді Алюміній перебуває у вищому ступені окиснення, а Бром — у нижчому. Який елемент у цій сполуці може бути окисником, а який — відновником? Відповідь поясніть, використовуючи рівняння реакцій: $AlBr_3 + 3Na = 3NaBr + Al$; $2AlBr_3 + 3Cl_2 = 2AlCl_3 + 3Br_2$.

**195.** Декілька століть тому картини писали фарбами, що містили свинцеві білила. За багато років такі картини дуже почорніли внаслідок перетворення білил на плюмбум(II) сульфід чорного кольору. Під час реставрації картин їх оброблюють розчином гідроген пероксиду, завдяки чому чорний плюмбум(II) сульфід окиснюється до білої речовини, в якій Сульфур виявляє ступінь окиснення +6. На яку сполуку перетворюється плюмбум(II) сульфід? Складіть рівняння цієї реакції. Як ви вважаєте, чи можна гідроген пероксид використовувати для вибілювання срібних виробів, що темніють унаслідок покриття аргентум(I) сульфідом?

**196.** Як ви вважаєте, в якому повітрі швидше потьмяніє срібло: у чистому чи забрудненому? Складіть план експерименту, який міг би довести вашу думку.

**197.** У додаткових джерелах знайдіть інформацію про використання окисно-відновних процесів у побуті й промисловості.

## § 17. Складання рівнянь окисно-відновних реакцій. Метод електронного балансу

**Пригадайте:** молекули наведених простих речовин є двохатомними: водень $H_2$, азот $N_2$, кисень $O_2$, фтор $F_2$, хлор $Cl_2$, бром $Br_2$ та йод $I_2$.

### Поняття про електронний баланс. Схеми окиснення та відновлення

**У разі підвищення ступеня окиснення атом віддає електрони; у разі зниження — приймає.**

Рівняння окисно-відновних реакцій, які ми вже розглянули в попередніх параграфах, виглядають досить звично: і в реагентах, і в продуктах реакції записано не більше двох формул речовин. Але часто трапляються рівняння реакцій, де і в реагентах, і в продуктах записано по три чи більше формул. Дібрати коефіцієнти для таких рівнянь досить складно. Тому в цих випадках складають так званий електронний баланс. У 9 класі ми розглянемо складання електронного балансу для простих окисно-відновних реакцій, але в подальшому вам може знадобитися дібрати коефіцієнти в складніших рівняннях, а зробити це без електронного балансу буде складно.

Важливим етапом під час складання електронного балансу є запис схем процесів окиснення й відновлення. Такі схеми вам уже знайомі з двох попередніх параграфів, а зі схемами утворення йонів ви ознайомилися у 8 класі. Але хотілося б акцентувати увагу на їх складанні.

Під час їх складання необхідно пам'ятати, що електрон має негативний заряд −1: для підвищення ступеня окиснення атом має віддати електрони (негативні заряди), а для зниження — прийняти.

Проаналізуйте схеми окиснення та відновлення елементів і зверніть увагу, що сумарний заряд в обох частинах цих схем однаковий:

$$\overset{0}{\mathrm{Al}} - 3e^- \rightarrow \overset{+3}{\mathrm{Al}}$$
$$0 - 3 \cdot (-1) = +3$$

$$\overset{-2}{\mathrm{S}} - 2e^- \rightarrow \overset{0}{\mathrm{S}}$$
$$-2 - 2 \cdot (-1) = 0$$

$$\overset{+4}{\mathrm{N}} - e^- \rightarrow \overset{+5}{\mathrm{N}}$$
$$+4 - 1 \cdot (-1) = +5$$

$$\overset{0}{\mathrm{O}} + 2e^- \rightarrow \overset{-2}{\mathrm{O}}$$
$$0 + 2 \cdot (-1) = -2$$

$$\overset{+3}{\mathrm{N}} + e^- \rightarrow \overset{+2}{\mathrm{N}}$$
$$+3 + 1 \cdot (-1) = +2$$

$$\overset{+6}{\mathrm{S}} + 8e^- \rightarrow \overset{-2}{\mathrm{S}}$$
$$+6 + 8 \cdot (-1) = -2$$

### Складання електронного балансу для ОВР

Основний принцип складання електронного балансу полягає в тому, що в окисно-відновних реакціях електрони переходять від одного атома до іншого, тому число електронів, відданих відновником, має дорівнювати числу електронів, прийнятих окисником.

Для складання електронного балансу слід дотримуватися певного алгоритму. Розгляньмо його на прикладах.

**Приклад 1.** Доберіть коефіцієнти методом електронного балансу для рівняння реакції взаємодії ферум(III) оксиду з чадним газом:

$$Fe_2O_3 + CO \rightarrow Fe + CO_2$$

1. Визначаємо ступені окиснення всіх хімічних елементів, що містяться у складі реагентів і продуктів реакції:

$$\overset{+3}{Fe}_2\overset{-2}{O}_3 + \overset{+2}{C}\overset{-2}{O} \rightarrow \overset{0}{Fe} + \overset{+4}{C}\overset{-2}{O}_2$$

2. Визначаємо елементи, що змінюють ступені окиснення:

Ферум змінює з +3 на 0: $\overset{+3}{Fe} \rightarrow \overset{0}{Fe}$

Карбон змінює з +2 на +4: $\overset{+2}{C} \rightarrow \overset{+4}{C}$

3. Для зрівняння зарядів в обох частинах схем необхідно дописати число відданих або прийнятих електронів. Отримуємо схеми окиснення та відновлення:

схема відновлення: $\overset{+3}{Fe} + 3e^- \rightarrow \overset{0}{Fe}$

схема окиснення: $\overset{+2}{C} - 2e^- \rightarrow \overset{+4}{C}$

4. Суть електронного балансу полягає в тому, що число прийнятих та відданих електронів має бути однаковим. Щоб зрівняти число прийнятих (у нашому випадку 3) та відданих (у нашому випадку 2) електронів, необхідно схему відновлення помножити на 2, а схему окиснення — на 3. У цьому разі в обох схемах число електронів буде по 6:

$$(\overset{+3}{Fe} + 3e^- \rightarrow \overset{0}{Fe}) \cdot 2 \text{ або } 2\overset{+3}{Fe} + 6e^- \rightarrow 2\overset{0}{Fe}$$

$$(\overset{+2}{C} - 2e^- \rightarrow \overset{+4}{C}) \cdot 3 \text{ або } 3\overset{+2}{C} - 6e^- \rightarrow 3\overset{+4}{C}$$

Зазвичай це записують у такий спосіб:

$$\begin{array}{l|l} \overset{+3}{Fe} + 3e^- \rightarrow \overset{0}{Fe} & \times 2 \\ \overset{+2}{C} - 2e^- \rightarrow \overset{+4}{C} & \times 3 \end{array}$$

Для визначення коефіцієнтів, на які треба помножити схеми окиснення та відновлення, можна також використати значення найменшого спільного кратного (НСК) для числа електронів в обох схемах. У нашому випадку приймається 3 електрони, а віддається 2.

Для цих чисел НСК = 6, отже, обидві схеми треба помножити так, щоб в обох було по 6 електронів: першу — на 2, а другу — на 3.

5. Додамо почленно ліві й праві частини схем окиснення та відновлення з урахуванням помноження на коефіцієнти. Схеми реакцій додають так само, як звичайні математичні рівняння, що ви робите на уроках математики під час розв'язування систем лінійних рівнянь. Зверніть увагу, що число електронів у схемах окиснення та відновлення — протилежні числа, тому під час додавання вони скорочуються:

$$2\overset{+3}{Fe} + \cancel{+6e^-} \rightarrow 2\overset{0}{Fe}$$

$$+ \qquad + \qquad\qquad +$$

$$3\overset{+2}{C} + \cancel{-6e^-} \rightarrow 3\overset{+4}{C}$$

Отримуємо сумарну схему:

$$2\overset{+3}{Fe} + 3\overset{+2}{C} \rightarrow 2\overset{0}{Fe} + 3\overset{+4}{C}$$

6. Коефіцієнти в сумарній схемі показують, скільки атомів того чи іншого елемента має бути в молекулярному рівнянні. Зважаючи на це, розставляємо коефіцієнти в молекулярному рівнянні:

Атомів $\overset{+3}{Fe}$ має бути 2, але у складі $Fe_2O_3$ їх уже є 2, тому перед формулою $Fe_2O_3$ лишається 1, яку зазвичай не пишуть

$$2\overset{+3}{Fe} + 3\overset{+2}{C} = 2\overset{0}{Fe} + 3\overset{+4}{C}$$

Три атоми $\overset{+2}{C}$ Два атоми $\overset{0}{Fe}$ Три атоми $\overset{+4}{C}$

$$Fe_2O_3 + 3CO = 2Fe + 3CO_2$$

Після перенесення коефіцієнтів обов'язково необхідно перевірити, чи зрівнялося число атомів інших елементів, яких не було в схемах окиснення та відновлення. У нашому випадку це Оксиген: в обох частинах рівняння записано по 6 атомів Оксигену:

$$Fe_2O_3 + 3CO = 2Fe + 3CO_2$$

7. Під час оформлення електронного балансу також прийнято вказувати процеси окиснення й відновлення та елемент-окисник і елемент-відновник. Отже, отримуємо електронний баланс, оформлений у такий спосіб:

$$Fe_2O_3 + 3CO = 2Fe + 3CO_2$$

| | | | |
|---|---|---|---|
| $\overset{+3}{Fe} + 3e^- \rightarrow \overset{0}{Fe}$ | $\times 2$ | відновлення; | $\overset{+3}{Fe}$ — окисник |
| $\overset{+2}{C} - 2e^- \rightarrow \overset{+4}{C}$ | $\times 3$ | окиснення; | $\overset{+2}{C}$ — відновник |

$$2\overset{+3}{Fe} + 3\overset{+2}{C} \rightarrow 2\overset{0}{Fe} + 3\overset{+4}{C}$$

За таким алгоритмом можна дібрати коефіцієнти для рівняння будь-якої окисно-відновної реакції.

**Приклад 2.** Доберіть коефіцієнти методом електронного балансу для рівняння реакції взаємодії амоніаку з киснем за наявності каталізатора:

$$NH_3 + O_2 \xrightarrow{кат.} NO + H_2O$$

1. Записуємо схему реакції та зазначаємо ступені окиснення елементів:

$$\overset{-3}{N}\overset{+1}{H_3} + \overset{0}{O_2} \rightarrow \overset{+2}{N}\overset{-2}{O} + \overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O}$$

2. Ступені окиснення змінюють:

   Нітроген: $\overset{-3}{N} \rightarrow \overset{+2}{N}$

   Оксиген: $\overset{0}{O_2} \rightarrow \overset{-2}{O}$ (зверніть увагу, що формулу кисню записуємо у вигляді двохатомної молекули)

   Зрівнюємо число атомів Оксигену в схемі: $\overset{0}{O_2} \rightarrow 2\overset{-2}{O}$

3. Зрівнюємо заряди та дописуємо електрони:

   $\overset{-3}{N} - 5e^- \rightarrow \overset{+2}{N}$

   $\overset{0}{O_2} + 4e^- \rightarrow 2\overset{-2}{O}$ (оскільки електрони приймають два атоми Оксигену, то електронів має бути 4)

4. Зрівнюємо число прийнятих та відданих електронів:

| | | | |
|---|---|---|---|
| $\overset{-3}{N} - 5e^- \rightarrow \overset{+2}{N}$ | $\times 4$ | або | $4\overset{-3}{N} - 20e^- \rightarrow 4\overset{+2}{N}$ |
| $\overset{0}{O_2} + 4e^- \rightarrow 2\overset{-2}{O}$ | $\times 5$ | або | $5\overset{0}{O_2} + 20e^- \rightarrow 10\overset{-2}{O}$ |

5. Додамо почленно схеми окиснення й відновлення:

$$4\overset{-3}{N} + 5\overset{0}{O_2} \qquad \cancel{-20e^-} + \cancel{+20e^-} \qquad \rightarrow \qquad 4\overset{+2}{N} + 10\overset{-2}{O}$$

Отримуємо $4\overset{-3}{N} + 5\overset{0}{O_2} \rightarrow 4\overset{+2}{N} + 10\overset{-2}{O}$

6. Переносимо коефіцієнти в молекулярне рівняння:

$$4\overset{-3}{N} + 5\overset{0}{O_2} = 4\overset{+2}{N} + 10\overset{-2}{O}$$

Чотири атоми $\overset{-3}{N}$

10 атомів Оксигену у складі 5 молекул $O_2$

Чотири атоми $\overset{+2}{N}$

Десять атомів $\overset{-2}{O}$: 4 у складі NO та 6 у складі $H_2O$

$$4NH_3 + 5O_2 = 4NO + 6H_2O$$

Перевіряємо число атомів Гідрогену: $4NH_3 + 5O_2 = 4NO + 6H_2O$ (по 12 в обох частинах).

7. Оформлений електронний баланс виглядатиме так:

$$4NH_3 + 5O_2 = 4NO + 6H_2O$$

| | | | |
|---|---|---|---|
| $\overset{0}{O_2} + 4e^- \rightarrow 2\overset{-2}{O}$ | $\times 5$ | відновлення; | $\overset{0}{O_2}$ — окисник |
| $\overset{-3}{N} - 5e^- \rightarrow \overset{+2}{N}$ | $\times 4$ | окиснення; | $\overset{-3}{N}$ — відновник |

$$5\overset{0}{O_2} + 4\overset{-3}{N} \rightarrow 10\overset{-2}{O} + 4\overset{+2}{N}$$

**Приклад 3.** Доберіть коефіцієнти методом електронного балансу для реакції окиснення ферум(II) хлориду в кислотному середовищі:

$$FeCl_2 + O_2 + HCl \rightarrow FeCl_3 + H_2O$$

1. Записуємо схему реакції та зазначаємо ступені окиснення елементів:

$$\overset{+2}{Fe}\overset{-1}{Cl_2} + \overset{0}{O_2} + \overset{+1}{H}\overset{-1}{Cl} \rightarrow \overset{+3}{Fe}\overset{-1}{Cl_3} + \overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O}$$

2. Ступені окиснення змінюють:

Ферум: $\overset{+2}{Fe} \rightarrow \overset{+3}{Fe}$

Оксиген: $\overset{0}{O_2} \rightarrow 2\overset{-2}{O}$ (з урахуванням зрівнювання числа атомів Оксигену)

3. Зрівнюємо заряди та дописуємо електрони:

$$\overset{+2}{Fe} - e \rightarrow \overset{+3}{Fe} \qquad \overset{0}{O_2} + 4e^- \rightarrow 2\overset{-2}{O}$$

4. Зрівнюємо число прийнятих і відданих електронів:

| | | |
|---|---|---|
| $\overset{+2}{Fe} - e \rightarrow \overset{+3}{Fe}$ | $\times 4$ | або $4\overset{+2}{Fe} - 4e^- \rightarrow 4\overset{+3}{Fe}$ |
| $\overset{0}{O_2} + 4e^- \rightarrow 2\overset{-2}{O}$ | $\times 1$ | або $1\overset{0}{O_2} + 4e^- \rightarrow 2\overset{-2}{O}$ |

5. Додамо почленно схеми окиснення й відновлення:

$$4\overset{+2}{Fe} + 1\overset{0}{O_2} \quad \cancel{-4e^-} + \cancel{+4e^-} \quad \rightarrow \quad 4\overset{+3}{Fe} + 2\overset{-2}{O}$$

Отримуємо $4\overset{+2}{Fe} + 1\overset{0}{O_2} \rightarrow 4\overset{+3}{Fe} + 2\overset{-2}{O}$

6. Переносимо коефіцієнти в молекулярне рівняння:

$$4\overset{+2}{Fe} + 1\overset{0}{O_2} = 4\overset{+3}{Fe} + 2\overset{-2}{O}$$

Чотири атоми $\overset{+2}{Fe}$ — 2 атоми Оксигену у складі 1 молекули $O_2$ (число 1 не пишемо) — Чотири атоми $\overset{+3}{Fe}$ — 2 атоми $\overset{-2}{O}$

$$4FeCl_2 + 1O_2 + HCl = 4FeCl_3 + 2H_2O$$

Перевіряємо число атомів Хлору та Гідрогену в лівій та правій частинах рівняння:

$$4FeCl_2 + O_2 + HCl \rightarrow 4FeCl_3 + 2H_2O$$

| | | | |
|---|---|---|---|
| Хлор: | $4 \times 2 + 1 = 9$ | $4 \times 3 = 12$ | неоднакове |
| Гідроген: | 1 | $2 \times 2 = 4$ | неоднакове |

Щоб зрівняти число атомів Хлору та Гідрогену, перед формулою HCl необхідно поставити коефіцієнт 4:

$$4FeCl_2 + O_2 + 4HCl = 4FeCl_3 + 2H_2O$$

7. Отримуємо електронний баланс:

$$4FeCl_2 + O_2 + 4HCl = 4FeCl_3 + 2H_2O$$

| | | | |
|---|---|---|---|
| $\overset{0}{O_2} + 4e^- \rightarrow 2\overset{-2}{O}$ | $\times 1$ | відновлення; | $\overset{0}{O_2}$ — окисник |
| $\overset{+2}{Fe} - e^- \rightarrow \overset{+3}{Fe}$ | $\times 4$ | окиснення; | $\overset{+2}{Fe}$ — відновник |

$$4\overset{+2}{Fe} + \overset{0}{O_2} \rightarrow 4\overset{+3}{Fe} + 2\overset{-2}{O}$$

## Ключова ідея

Сенс електронного балансу для окисно-відновних реакцій полягає в зрівнюванні числа електронів: відданих відновником і прийнятих окисником.

## Завдання для засвоєння матеріалу

**198.** Складіть рівняння реакцій відновлення воднем плюмбум(II) оксиду, купрум(II) оксиду, нітроген(IV) оксиду до простих речовин. Доберіть до них коефіцієнти методом електронного балансу. Назвіть окисники й відновники.

**199.** Доберіть коефіцієнти методом електронного балансу. Укажіть окисник і відновник.

а) $Na + Cl_2 \rightarrow NaCl$;
б) $P + O_2 \rightarrow P_2O_5$;
в) $P_2O_3 + O_2 \rightarrow P_2O_5$;
г) $HgO \rightarrow Hg + O_2\uparrow$;
д) $H_2S + O_2 \rightarrow H_2O + SO_2$;
е) $NH_3 + O_2 \rightarrow N_2 + H_2O$;
є) $N_2 + Mg \rightarrow Mg_3N_2$;
ж) $Al + V_2O_5 \rightarrow Al_2O_3 + V$;
з) $NH_3 + SO_2 \rightarrow N_2 + S\downarrow + H_2O$;
и) $FeCl_3 + H_2S \rightarrow FeCl_2 + S\downarrow + HCl$;
і) $FeCl_3 + KI \rightarrow FeCl_2 + I_2\downarrow + KCl$;
к) $CuS + HNO_3$(конц.) $\rightarrow CuSO_4 + NO\uparrow + H_2O$;
л) $KI + Cu(NO_3)_2 \rightarrow CuI + I_2\downarrow + KNO_3$;
м) $MnS + HNO_3$ (конц.) $\rightarrow$
$\rightarrow MnSO_4 + NO_2\uparrow + H_2O$;
н) $NO + O_2 \rightarrow NO_2$;
о) $PbS + H_2O_2 \rightarrow PbSO_4 + H_2O$;
п) $Mn_2O_7 \rightarrow MnO_2 + O_2\uparrow$;
р) $H_2O_2 + HI \rightarrow I_2\downarrow + H_2O$;
с) $NH_3 + F_2 \rightarrow NF_3 + HF$;
т) $Al + H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2\uparrow$;
у) $Cu(NO_3)_2 \rightarrow CuO + NO_2\uparrow + O_2\uparrow$;
ф) $NaBr + Cl_2 \rightarrow NaCl + Br_2$;
х) $H_2S + H_2O_2 \rightarrow H_2SO_4 + H_2O$.

## § 18. Тепловий ефект хімічних реакцій

**Пригадайте:** однією з ознак хімічних реакцій є виділення або поглинання теплоти.

### Екзотермічні та ендотермічні реакції

Ви вже знаєте, що під час розчинення речовин може виділятися або поглинатися енергія. Під час хімічних реакцій реакційна суміш також може виділяти енергію в навколишнє середовище або поглинати її з нього. У більшості хімічних реакцій енергія виділяється або поглинається у вигляді теплоти, а в деяких реакціях — у вигляді світла.

**Екзотермічні реакції:**
- відбуваються з виділенням теплоти;
- після ініціації припиняються, коли закінчується один з реагентів;
- реакційна суміш під час реакції розігрівається.

Хімічні реакції, що відбуваються з виділенням теплоти, називають екзотермічними.

Якщо під час реакції теплота виділяється, то реакційна суміш розігрівається. Екзотермічними є всі реакції горіння та багато інших реакцій. Наприклад, під час гасіння вапна (взаємодії кальцій оксиду з водою) виділяється так багато теплоти, що вода може закипіти й розпушити тверду речовину. Через це кальцій гідроксид також називають «пушонкою» (мал. 18.1):

$$CaO + H_2O = Ca(OH)_2$$

Багато теплоти виділяється також під час реакцій за участі хімічно активних речовин — галогенів, лужних металів тощо.

Деякі екзотермічні реакції не починаються одразу після змішування (початку контактування) реагентів. Наприклад, дерева завжди контактують з киснем (у повітрі), але не займаються. Для того щоб почалося горіння, необхідно підігріти деревину, тобто *ініціювати реакцію*. Після ініціації горіння само себе «підтримує» й не закінчиться, поки не припиниться доступ кисню або вся деревина не згорить.

**Мал. 18.1.** Гасіння негашеного вапна водою супроводжується виділенням значної кількості теплоти

Отже, для екзотермічних реакцій характерно таке: вони не зупиняються, поки не витратиться один з реагентів; реакційна суміш під час реакції розігрівається.

Хімічні реакції, у результаті яких відбувається поглинання теплоти, називають ендотермічними.

До ендотермічних реакцій належать більшість реакцій розкладу, наприклад розкладання кальцій карбонату:

$$CaCO_3(тв.) = CaO(тв.) + CO_2(г.)$$

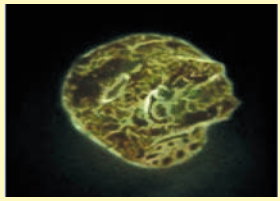
Більшість ендотермічних реакцій необхідно постійно підтримувати, зазвичай нагріванням. Наприклад, щоб

**Ендотермічні реакції:**
- відбуваються з поглинанням теплоти;
- зупиняються в разі припинення підігріву;
- реакційна суміш під час реакції охолоджується.

Існують хімічні реакції, в яких енергія виділяється у вигляді світла. Найпоширенішою такою реакцією є горіння. Але є й інші. Так, у разі зберігання білого фосфору на повітрі він одразу починає реагувати з киснем. Частина енергії під час цієї реакції виділяється у вигляді світла, тому білий фосфор світиться в темряві. Це явище називають *хемілюмінесценцією*. Саме воно є інтригою детективу «Собака Баскервілів» сера А. Конан Дойла.

Явище хемілюмінесценції притаманне й живим організмам: хімічні реакції забезпечують світіння в темряві світлячків, деяких медуз тощо. До речі, хемілюмінесценція дуже поширена серед рослин і тварин у фантастичному світі з кінофільму «Аватар».

Існують хімічні реакції, що відбуваються з поглинанням світла. Їх називають *фотохімічними*. Найвідоміша фотохімічна реакція — це фотосинтез. Також під дією світла відбувається перетворення кисню на озон. Речовини-барвники, якими забарвлений наш одяг, поглинають світло й перетворюються на безбарвні речовини, через що одяг із часом вицвітає. А в деяких окулярах містяться фотохромні лінзи, завдяки яким такі окуляри всередині помешкання безбарвні, а за сонячного освітлення стають темними. У фотохімічних процесах беруть участь особливі молекули на сітківці нашого ока, завдяки чому ми бачимо.



Білий фосфор на повітрі в темряві

Світіння світлячків

Світіння мешканців океанських глибин

почалося розкладання кальцій карбонату (вапняку), його необхідно нагріти до температури близько 1100 °C та постійно її підтримувати. Під час ендотермічної реакції теплота поглинається, і якщо припинити нагрівання — реакція зупиниться.

Рідко трапляються ендотермічні реакції, що відбуваються за звичайних умов. Їх легко розпізнати, оскільки спостерігається охолодження реакційної суміші. Наприклад, під час взаємодії барій гідроксиду з амоній нітратом реакційна суміш замерзає, а посудина покривається краплинами води й навіть може примерзнути до підставки (мал. 18.2):

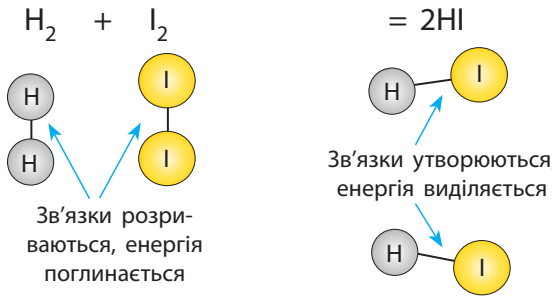
**Мал. 18.2.** Взаємодія барій гідроксиду з амоній нітратом

$$Ba(OH)_2 + 2NH_4NO_3 = Ba(NO_3)_2 + 2NH_3\uparrow + 2H_2O$$

## Тепловий ефект хімічних реакцій. Поняття про ентальпію

Як ви вже знаєте, під час хімічних реакцій відбувається перегрупування атомів, що містяться в речовинах-реагентах. Для цього необхідно частину хімічних зв'язків розірвати. І навпаки, у ході утворення продуктів реакції утворюються нові зв'язки. Оскільки розривання та утворення хімічних зв'язків супроводжується, відповідно, поглинанням і виділенням енергії, то для хімічних реакцій характерним є виділення або поглинання енергії (мал. 18.3).

Кількісно всі види взаємодій (енергію хімічних зв'язків, міжмолекулярних взаємодій тощо) у речовині визначають спеціальною величиною — *ентальпією* (від грец. *entalpio* — нагріваю).




**Мал. 18.3.** Розривання та утворення хімічних зв'язків під час реакції водню з йодом

Ентальпія — фізична величина, що характеризує енергію системи (речовини або суміші), яка доступна для перетворення на теплоту за сталого тиску.

Ентальпію речовини ще називають її «тепловим вмістом», оскільки вона показує, скільки теплоти «запасено» в речовині. Ентальпію позначають літерою ***H***. У системі СІ одиницею вимірювання ентальпії є Дж/моль (кДж/моль), але до сьогодні її ще вимірюють у застарілих одиницях — калоріях.

**Ентальпія:**
- характеризує «тепловий вміст» речовини;
- позначають $H$;
- одиниця вимірювання — Дж/моль або кДж/моль;
- різниця ентальпії продуктів реакції та реагентів $\Delta H$ — це тепловий ефект реакції.

Виміряти ентальпію речовини неможливо, тому на практиці використовують величину, що характеризує зміну ентальпії під час певних процесів — $\Delta H$. Кількість теплоти, що виділяється або поглинається під час взаємодії (тобто $\Delta H$), можна визначити експериментально. Зміна ентальпії в реакційній суміші під час хімічних реакцій становить *тепловий ефект хімічної реакції*.

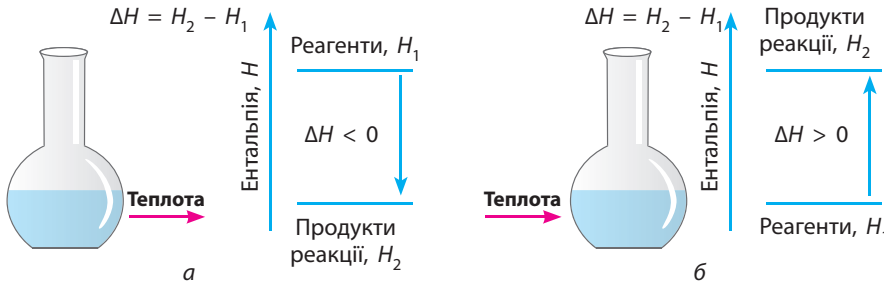
Тепловий ефект реакції $\Delta H$ — це різниця між ентальпією продуктів реакції та ентальпією реагентів:

$$\Delta H(\text{реакції}) = H(\text{продуктів реакції}) - H(\text{реагентів})$$

Якщо ентальпія продуктів реакції менша за ентальпію реагентів ($\Delta H < 0$, тобто є від'ємною величиною), то ентальпія системи зменшується, а надлишкова енергія виділяється в навколишнє

Видатний хімік. Народився в Женеві, згодом родина переїхала до Росії. Навчався в Дерптському університеті, де у 20 років захистив дисертацію на ступінь доктора медицини, у якій дослідив лікувальну дію мінеральних вод. Працював у Стокгольмі разом з Берцеліусом, а потім в Іркутську. У 28 років його обрали до Петербурзької академії наук, він став завідувачем кафедри технологічного інституту. Розробив спосіб вилучення срібла з мінералів та описав властивості багатьох мінералів, першим помітив каталітичну дію платини. Але найбільшого визнання він здобув як засновник термохімії: сформулював основний її закон — закон сталості суми теплоти, що названий його ім'ям.

**Герман Іванович Гесс** (1802–1850)




**Мал. 18.4.** Зміна ентальпії системи під час екзотермічної (*а*) та ендотермічної (*б*) реакцій

середовище у вигляді теплоти або світла (мал. 18.4, *а*). Це відповідає екзотермічній реакції.

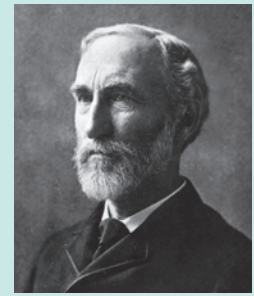
В ендотермічних реакціях, навпаки, ентальпія продуктів реакції більша за ентальпію реагентів ($\Delta H > 0$, є додатною величиною). Енергія, необхідна для збільшення ентальпії, поглинається з навколишнього середовища (мал. 18.4, *б*).

- **Екзотермічні реакції:** $\Delta H < 0$ — теплота виділяється.
- **Ендотермічні реакції:** $\Delta H > 0$ — теплота поглинається.

Яким буде значення $\Delta H$, залежить тільки від енергетичного запасу реагентів та продуктів реакції, тобто для кожної реакції кількість теплоти, що виділиться (поглинеться), залежить тільки від природи речовин та їхньої кількості.

Теплові ефекти реакцій вивчає спеціальний розділ хімії — термохімія. Засновником термохімії вважають Германа Гесса, але найбільший внесок у її розвиток зробив Джозая Гіббс, який застосував

Американський фізико-хімік і математик, один із засновників хімічної термодинаміки. У 19 років закінчив Єльський університет, а через п'ять років захистив дисертацію й на посаді професора викладав там латину, математику й математичну фізику. Основні дослідження Гіббса пов'язані з вивченням теплових процесів у хімії, де він досяг видатних результатів. Його ім'ям названо багато розроблених ним понять хімічної термодинаміки: енергія Гіббса, парадокс Гіббса, канонічне розподілення Гіббса тощо. У 40 років його обрали до Академії наук США, хоча на той момент він опублікував лише три, але дійсно важливі, наукові статті. До сьогодні в його роботах не знайдено жодної помилки, а всі його ідеї застосовують у сучасній науці.



**Джозая Уіллард Гіббс** (1839–1903)

закони фізики та математичне моделювання до вивчення хімічних процесів і заснував новий розділ хімії — хімічну термодинаміку.

### *Лінгвістична задача*

1. Грецькою *exo* означає «ззовні», *endon* — «усередині». Що, на вашу думку, означають терміни «екзотермічний» та «ендотермічний»?
2. Латиною *calor*, а грецькою *therme* означає «теплота». *Dynamis* — грецьке слово, що означає «сила, міць», а *kinetikos* — «те, що призводить до руху». Припустіть, яке значення мають терміни «калорія», «калориметрія», «термометр», «термодинаміка», «хімічна кінетика».

### Ключова ідея

Під час ендотермічних реакцій реакційне середовище охолоджується, а під час екзотермічних — нагрівається.

### Контрольні запитання

**200.** Дайте визначення: «тепловий ефект реакції», «ендотермічна реакція», «екзотермічна реакція», «ентальпія речовини», «ентальпія реакції».
**201.** Наведіть по два приклади екзотермічних і ендотермічних реакцій.
**202.** Як позначають зміну ентальпії реакції? В яких одиницях її вимірюють?
**203.** Як за значенням зміни ентальпії реакції визначити належність хімічної реакції до екзотермічної чи ендотермічної?
**204.** Чому під час хімічних реакцій обов'язково відбувається виділення або поглинання енергії? Відповідь поясніть.
**205.** Як змінюється температура реакційного середовища, якщо відбувається екзотермічна реакція? ендотермічна?
**206.** За якими ознаками можна відрізнити екзо- та ендотермічні реакції?

### Завдання для засвоєння матеріалу

**207.** Як ви вважаєте, чому більшість реакцій розкладу є ендотермічними?
**208.** Процеси вирощування пшениці й виготовлення з неї хліба потребують енергії. Спочатку пшениця поглинає сонячне світло і перетворює вуглекислий газ і воду на вуглеводи в процесі фотосинтезу. Пшеницю збирають і перемелюють на борошно. Борошно транспортують у пекарню, де випікають хліб. Хліб уживають люди. Після перетравлення енергія з їжі витрачається людиною для фізичної активності. Які форми енергії та як перетворюються з однієї форми на іншу в цих процесах?
**209.** Запропонуйте план експерименту для визначення теплового ефекту хімічної реакції. Які вимірювання ви маєте зробити для досягнення мети? Які чинники впливатимуть на точність експерименту?

## § 19. Термохімічні рівняння реакцій

### Поняття про термохімічні рівняння реакцій

Рівняння хімічних реакцій, у яких наведено тепловий ефект, називають ***термохімічними рівняннями***. Тепловий ефект наводять як значення зміни ентальпії реакції $\Delta H$. У термохімічних рівняннях, на відміну від звичайних хімічних рівнянь, обов'язково вказують агрегатні стани речовин (рідкий «р.», твердий «тв.» або газоподібний «г.»). Це пов'язане з тим, що одна й та сама речовина в різних агрегатних станах має різну ентальпію. Тому хімічна реакція за участі однакових речовин, але в різному агрегатному стані має різний тепловий ефект.

Тепловий ефект реакції в термохімічних рівняннях позначають двома способами:

1) указують тільки знак $\Delta H$ — якщо потрібно зазначити, є реакція екзо- чи ендотермічною:

$$2Na(тв.) + 2H_2O(р.) = 2NaOH(тв.) + H_2(г.);\ \Delta H < 0\ (екзотермічна)$$

$$CaCO_3(тв.) = CaO(тв.) + CO_2(г.);\ \Delta H > 0\ (ендотермічна)$$

2) указують кількісне значення — за необхідності проведення розрахунків:

$$2Na(тв.) + 2H_2O(р.) = 2NaOH(тв.) + H_2(г.);\ \Delta H = -281\ кДж/моль$$

$$CaCO_3(тв.) = CaO(тв.) + CO_2(г.);\ \Delta H = +177\ кДж/моль$$

Зміна ентальпії, наведена в термохімічному рівнянні,— це така сама частина хімічного рівняння, як і формули речовин, і тому підпорядковується тим самим співвідношенням. Наприклад, для рівняння горіння етану:

$$2C_2H_6(г.) + 7O_2(г.) = 4CO_2(г.) + 6H_2O(р.);\ \Delta H = -3120\ кДж/моль$$

| Витрачається: | Утворюється: | Виділяється теплоти: |
|---|---|---|
| 2 моль $C_2H_6$ | | 3120 кДж |
| 7 моль $O_2$ | | 3120 кДж |
| | 4 моль $CO_2$ | 3120 кДж |
| | 6 моль $H_2O$ | 3120 кДж |

Для інших кількостей реагентів або продуктів кількість теплоти пропорційно зміниться.

Часто для полегшення користування термохімічними рівняннями коефіцієнти в них скорочують так, щоб перед формулами речовин, за якими ведуть розрахунки, стояв коефіцієнт 1. Звісно, що в такому разі інші коефіцієнти можуть стати дробовими, при цьому необхідно пропорційно зменшувати й значення зміни ентальпії. Так, для реакції взаємодії натрію з водою, наведеної вище, можна записати термохімічне рівняння:

$$Na(тв.) + H_2O(р.) = NaOH(тв.) + \frac{1}{2}H_2(г.);\ \Delta H = -140{,}5\ кДж/моль.$$

## Складання термохімічних рівнянь реакцій

**Приклад 1.** Під час реакції азоту кількістю 1 моль з киснем з утворенням нітроген(II) оксиду поглинається 181,8 кДж енергії. Складіть термохімічне рівняння реакції.

***Розв'язання.*** Оскільки енергія поглинається, то $\Delta H$ є додатним числом. Термохімічне рівняння виглядатиме так:

$$N_2(г.) + O_2(г.) = 2NO(г.);\ \Delta H = +181{,}8\ кДж/моль.$$

**Приклад 2.** Для реакції синтезу гідроген йодиду з простих газуватих речовин $\Delta H = +52$ кДж/моль. Складіть термохімічне рівняння розкладання гідроген йодиду до простих речовин.

***Розв'язання.*** Реакції синтезу гідроген йодиду та його розкладання — це протилежні реакції. Аналізуючи малюнок 18.4, можна зробити висновок, що в цьому випадку речовини, а отже, і їхні ентальпії однакові. Різниця тільки в тому, яка з речовин є продуктом реакції, а яка — реагентом. Зважаючи на це, робимо висновок, що у протилежних процесів $\Delta H$ однакові за значенням, але різні за знаком.

Отже, для реакції синтезу гідроген йодиду:

$$H_2(г.) + I_2(г.) = 2HI(г.);\ \Delta H = +52\ кДж/моль,$$

а для реакції його розкладання:

$$2HI(г.) = H_2(г.) + I_2(г.);\ \Delta H = -52\ кДж/моль.$$

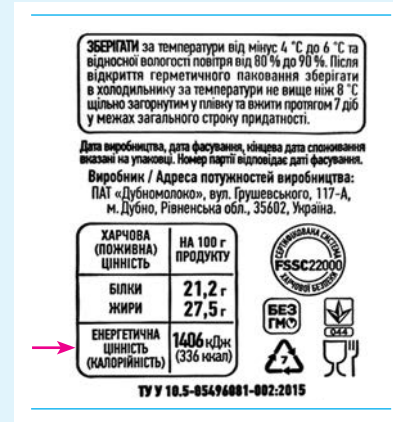
Оскільки на практиці вимірюють масу або об'єм речовин, то є необхідність складати термохімічні рівняння, використовуючи саме ці дані.

**Приклад.** Під час утворення рідкої води масою 18 г із простих речовин виділилося 241,8 кДж теплоти. Складіть термохімічне рівняння цієї реакції.

***Розв'язання.*** Вода масою 18 г відповідає кількості $n(H_2O) = m/M = 18$ г / 18 г/моль = = 1 моль. А в рівнянні реакції утворення води з простих речовин перед формулою води коефіцієнт 2. Отже, у термохімічному рівнянні необхідно зазначити зміну ентальпії під час утворення води кількістю 2 моль, тобто $241{,}8 \cdot 2 = 483{,}6$:

$$2H_2(г.) + O_2(г.) = 2H_2O(р.);\ \Delta H = -483{,}6\ кДж/моль.$$

На етикетках продуктів харчування обов'язково наводять дані про енергетичну цінність цих продуктів, що часто називають калорійністю. Більшість людей інформацію про калорійність продуктів використовують для міркувань: «на скільки я погладшаю, якщо я це з'їм». Насправді цифри, що наведено на етикетці,— це тепловий ефект реакції повного згоряння 100 г цього продукту до вуглекислого газу та води. Цей тепловий ефект наводять у застарілих одиницях вимірювання теплоти — калоріях або кілокалоріях (1 кал = 4,18 Дж, 1 ккал = 4,18 кДж), звідки й пішов термін «калорійність».




## Ключова ідея

Зміна ентальпії — кількісна характеристика виділеної або поглинутої теплоти під час хімічних реакцій.

## Завдання для засвоєння матеріалу

**210.** Які рівняння реакцій називають термохімічними?

**211.** Визначте, які з наведених термохімічних рівнянь відповідають екзотермічним процесам? ендотермічним?

а) $4P(тв.) + 5O_2(г.) = 2P_2O_5(тв.)$; $\Delta H = -2984$ кДж/моль;

б) $2Al(тв.) + Fe_2O_3(тв.) = Al_2O_3(тв.) + 2Fe(тв.)$; $\Delta H = -850$ кДж/моль;

в) $S(тв.) + O_2(г.) = SO_2(г.)$; $\Delta H = -297$ кДж/моль;

г) $2HgO(тв.) = 2Hg(р.) + O_2(г.)$; $\Delta H = +362$ кДж;

д) $H_2(г.) + Cl_2(г.) = 2HCl(г.)$; $\Delta H = -185{,}6$ кДж/моль;

е) $C_6H_{12}O_6(тв.) + 6O_2(г.) = 6CO_2(г.) + 6H_2O(р.)$; $\Delta H = -2800$ кДж/моль.

**212.** За термохімічним рівнянням синтезу амоніаку обчисліть, скільки теплоти виділиться під час: а) витрачання азоту кількістю речовини 1 моль; б) утворення амоніаку кількістю 2 моль.

$N_2(г.) + 3H_2(г.) = 2NH_3(г.)$; $\Delta H = -92$ кДж/моль.

**213.** Зміна ентальпії реакції згоряння вугілля дорівнює 393,5 кДж/моль. Складіть термохімічне рівняння цієї реакції.

**214.** Під час згоряння метану кількістю 1 моль виділилося 890 кДж енергії. Складіть термохімічне рівняння цієї реакції.

**215.** Ферум(II) оксид відновлюється карбон(II) оксидом до заліза. Ця реакція супроводжується виділенням 1318 кДж теплоти під час добування 1 моль заліза. Складіть термохімічне рівняння цієї реакції.

**216.** Під час взаємодії водню з йодом утворився гідроген йодид кількістю речовини 2 моль. При цьому поглинулося 101,6 кДж енергії. Складіть термохімічне рівняння цієї реакції.

**217.** За термохімічними рівняннями в завданні 211 складіть термохімічні рівняння реакцій: а) утворення меркурій(II) оксиду з простих речовин; б) розкладу гідроген хлориду; в) утворення глюкози в процесі фотосинтезу.

**218.** У реакції згоряння карбон(II) оксиду кількістю 2 моль виділилося 566 кДж енергії. Складіть термохімічне рівняння цієї реакції.

**219.** На розкладання барій карбонату масою 197 г витратилося 272 кДж теплоти. Складіть термохімічне рівняння цієї реакції.

**220.** Під час взаємодії заліза масою 56 г із сіркою виділилося 95 кДж теплоти. Складіть термохімічне рівняння цієї реакції.

**221.** Порівняйте наведені термохімічні рівняння і поясніть відмінності у зміні ентальпії:

$CH_4$(г.) + $2O_2$(г.) = $CO_2$(г.) + $2H_2O$(г.); $\Delta H$ = –802 кДж/моль;

$CH_4$(г.) + $2O_2$(г.) = $CO_2$(г.) + $2H_2O$(р.); $\Delta H$ = –890 кДж/моль.

**222*.** Зміна ентальпії реакції нейтралізації хлоридної кислоти натрій гідроксидом дорівнює –56,1 кДж/моль, а калій гідроксидом становить –56,3 кДж/моль. У реакції нітратної кислоти з літій гідроксидом зміна ентальпії дорівнює –55,8 кДж/моль. Як ви вважаєте, чому теплові ефекти реакцій між наведеними речовинами майже збігаються?

## § 20. Швидкість хімічної реакції

**Пригадайте:** метали, розташовані в ряду активності до водню, взаємодіють з кислотами з утворенням солі відповідної кислоти і водню.

### Поняття про швидкість реакції

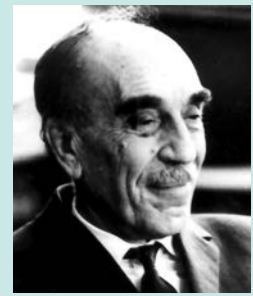
Вивчаючи хімічні властивості різних сполук і спостерігаючи за процесами в природі, ви, напевно, звернули увагу на те, що різні реакції відбуваються протягом різного часу. Іржа на залізних виробах утворюється за кілька місяців, горіння свічки триває кілька годин, а вибух відбувається майже миттєво — за мільйонні частки секунди. Усі ці реакції перебігають із різними швидкостями.

Швидкість реакції визначають подібно швидкості руху тіла, що ви вивчали в курсі фізики.

Швидкість хімічної реакції $\upsilon$ — це фізична величина, що дорівнює відношенню зміни кількості утвореної або витраченої речовини $\Delta n$ до проміжку часу $\Delta t$:

$$\upsilon = \frac{\Delta n\,(\text{продукту})}{\Delta t} \quad \text{або} \quad \upsilon = \frac{-\Delta n\,(\text{реагенту})}{\Delta t}$$

Видатний фізико-хімік, лауреат Нобелівської премії з хімії 1956 року. 1917 року закінчив Петроградський університет. У 36 років став академіком АН СРСР. Розробив теорію теплового вибуху газових сумішей, що стала основою вчення про поширення полум'я, детонації, горіння вибухових речовин, заклав основи сучасної теорії горіння тощо. Але найважливішими є його роботи з теорії ланцюгових реакцій: він відкрив існування розгалужених ланцюгових реакцій, визначив механізм ланцюгових процесів, сформулював теорію, що математично описує процеси під час ланцюгових реакцій. За роботи в цьому напрямі йому присуджено Нобелівську премію.



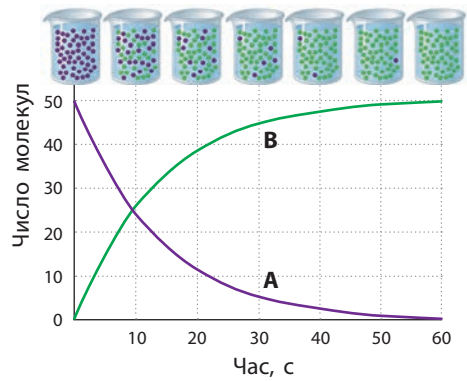
**Микола Миколайович Семенов**
(1896–1986)

Одиницею вимірювання швидкості реакції є моль/с.

Під час хімічних реакцій концентрації реагентів зменшуються, а продуктів реакції — збільшується (мал. 20.1). Тому в наведених формулах зміна кількості речовини $\Delta n$ продуктів наведена з додатним знаком, а реагентів — з від'ємним. Чим більша зміна кількості речовини і чим менше час, за який відбулася ця зміна, тим вища швидкість реакції. Із наведеного графіка видно, що спочатку швидкість реакції найвища і з часом вона поступово знижується, оскільки зменшується кількість речовини реагентів.

Швидкість хімічної реакції залежить від багатьох чинників: природи речовин, температури, тиску, наявності каталізатора тощо. Для управління хімічними процесами важливо знати як залежить швидкість реакції від цих чинників. Це дасть можливість створювати умови для того, щоб

Швидкість хімічної реакції дорівнює відношенню зміни кількості речовини реагентів або продуктів реакції до проміжку часу:
- чим більша $\Delta n$, тим швидкість реакції вища;
- чим більша $\Delta t$, тим швидкість реакції нижча.




**Мал. 20.1.** Зміна числа молекул реагенту (A) і продукту реакції (B) під час хімічної реакції (фіолетовим кольором позначено дані про реагенти, зеленим — про продукти реакції)

**Швидкість реакції підвищується в разі:**
- використання хімічно більш активних речовин;
- збільшення концентрації реагентів;
- подрібнення реагентів;
- підвищення температури;
- використання каталізаторів.

корисні реакції перебігли швидше, а небажані — повільніше.

Вивченням швидкості хімічних реакцій займається розділ фізичної хімії — хімічна кінетика. Вагомий внесок у її розвиток зробили С. Арреніус, Я. Вант-Гофф, М. М. Семенов, М. М. Емануель, Р. В. Кучер тощо.

## Залежність швидкості реакції від природи реагентів

Швидкість реакції суттєво залежить від *природи реагентів*. Чим хімічно активніші речовини, тим швидше вони вступають у ті чи інші взаємодії.

Наприклад, лужні метали активно взаємодіють з водою (часто з вибухом), тоді як магній або кальцій з водою ледь реагують, а золото й срібло з нею взагалі не взаємодіють. Тож чим активніші речовини (у цьому випадку — чим активніший метал), тим вища швидкість реакції.

Розгляньмо, як можна кількісно описати цю залежність на прикладі реакції корозії залізних виробів.

**Задача 1.** На чавунному візку за 100 годин утворилося 300 мг іржі, а на сталевому з такою самою площею поверхні — 200 мг за 200 годин. В якому випадку швидкість корозії вища й у скільки разів?

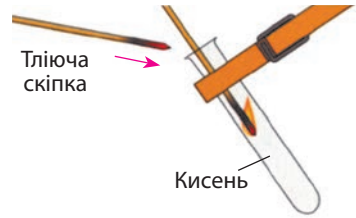
***Розв'язання.*** Чавун і сталь — металеві сплави на основі заліза, обидва піддаються корозії у вологому повітрі. Оцінимо швидкість корозії. У формулі для обчислення швидкості реакції наведено кількість речовини. Однак кількість речовини прямо пропорційна масі, тому зміну маси також можна використовувати для оцінювання швидкості замість зміни кількості речовини.

Швидкість корозії чавунного візка:

$$\upsilon_1 = \frac{300\ \text{мг}}{100\ \text{год}} = 3\ \text{мг/год}, \text{ сталевого: } \upsilon_1 = \frac{200\ \text{мг}}{200\ \text{год}} = 1\ \text{мг/год}.$$

***Відповідь*:** швидкість корозії чавунного візка вища, ніж сталевого, у три рази.

## Залежність швидкості реакції від концентрації речовин




**Мал. 20.2.** Тліюча скіпка в разі внесення в чистий кисень спалахує

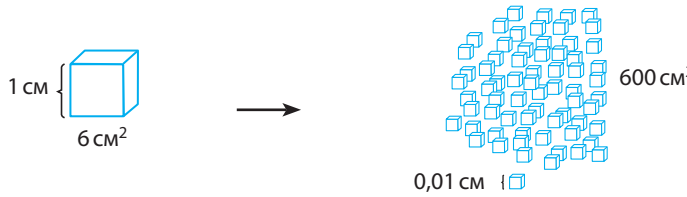
Швидкість реакції істотно залежить від *концентрації реагентів*. Так, багато речовин у чистому кисні горять набагато швидше, ніж у повітрі: пригадайте як ви в 7 класі визначали наявність чистого кисню тліючою скіпкою (мал. 20.2). Чим більша концентрація кисню, тим швидше відбувається горіння.

Залежність швидкості реакції від концентрації можна пояснити тим, що умовою взаємодії двох речовин є зіткнення частинок цих речовин одна з одною. Чим більше частинок міститься в певному об'ємі, тим частіше вони зіштовхуються, а отже, більше частинок взаємодіють за одиницю часу.

## Залежність швидкості реакції від ступеня подрібнення речовин

Для речовин у твердому агрегатному стані поняття «концентрація» не використовують, крім того реакції з твердими речовинами відбуваються не в усьому об'ємі суміші, а тільки на поверхні речовин. Швидкість більшості реакцій за участі твердих речовин підвищується в разі їх *подрібнення*: чим дрібніша речовина, тим більша площа поверхні контакту (мал. 20.3), а отже, й вища швидкість реакції.

Усім відомо, що алюмінієві вироби в повітрі не горять. Однак порошок алюмінію у разі внесення в полум'я загоряється, розкидаючи сніп іскор (мал. 20.4, с. 118). А якщо такий порошок вдмухувати у вогонь, може статися вибух. Недарма дуже подрібнений алюміній використовують як тверде пальне для ракетоносіїв, зокрема тих,




Куб з ребром 1 см
Загальна площа — 6 см²

У разі розділення кубу на кубики з ребром 0,01 см отримуємо 1 млн таких кубиків.
Загальна площа всіх кубиків — 600 см²

**Мал. 20.3.** Збільшення загальної площі поверхні в разі подрібнення речовини

**Мал. 20.4.** Горіння порошку алюмінію

**Мал. 20.5.** Морський запуск ракети (Sea Launch) з ракетоносієм, виготовленим на українському заводі «Південмаш» (м. Дніпро)

що виробляють на підприємстві «Південмаш» у м. Дніпро (мал. 20.5). Чим дрібніші частинки алюмінію, тим швидше вони реагують з киснем. Так само відбувається і в разі подрібнення інших речовин.

Деякі, на перший погляд, «безпечні» речовини (цукор, борошно, деревина тощо) у разі подрібнення й розпилення в повітрі можуть вибухати. Так, останнім часом трапилася низка таких трагічних випадків: на деревопереробному заводі «Пінскдрев» вибухнув деревний пил (м. Пінськ, Бєларусь, 2010 р.), борошняний пил на борошномельному заводі у м. Семей (Казахстан, 2014 р.), цукровий пил на заводі в м. Саванна (штат Джорджія, США, 2008 р.).

## Залежність швидкості реакції від температури

Ще одним важливим чинником є *температура*. Так, якщо змішати водень і кисень, то реакція між ними за кімнатної температури не відбуватиметься. У разі поступового підвищення температури до 400 °C починає повільно виділятися водяна пара. Під час подальшого нагрівання швидкість реакції підвищується, а за 600 °C станеться вибух: реакція закінчиться миттєво.

Наш життєвий досвід підтверджує, що швидкість більшості хімічних реакцій збільшується з підвищенням температури. Так, м'ясо за кімнатної температури псується набагато швидше, ніж у холодильнику. У країнах з теплим і вологим кліматом фрукти дозрівають раніше, а машини іржавіють швидше, ніж у північних країнах.

Експериментально доведено, що

за нагрівання на кожні 10 °C швидкість більшості реакцій підвищується приблизно в три рази.

Голландський хімік, перший у світі лауреат Нобелівської премії з хімії (1901 рік). Світове визнання отримав тільки після публікації статті про будову молекул, що пояснювала наявність оптичних ізомерів органічних сполук. Він стає професором Амстердамського університету, його обирають до Берлінської академії наук. Вант-Гофф мав ґрунтовну математичну підготовку, що дозволила йому розв'язати низку проблем під час дослідження швидкості реакції та хімічної рівноваги. Застосування закону Авогадро та газових законів для визначення властивостей розведених розчинів дозволило йому описати явище осмосу й закласти основи теорії електролітичної дисоціації, сформульованої пізніше його учнем С. Арреніусом.

**Якоб-Хендрік Вант-Гофф** (1852–1907)

Це правило називають *правилом Вант-Гоффа*. За цим правилом можна оцінювати час перебігу реакцій за різних температур, а також прискорення певної реакції з підвищенням температури.

Правило Вант-Гоффа можна записати у вигляді формули. Якщо відомі швидкість реакції $v_1$ за температури $T_1$ і швидкість реакції $v_2$ за температури $T_2$, то:

$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$$

де $\gamma$ — температурний коефіцієнт, що показує, у скільки разів збільшується швидкість реакції в разі нагрівання на 10 °C.
Для різних реакцій цей коефіцієнт приймає значення від 2 до 4.

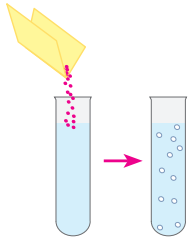
## Залежність швидкості реакції від наявності каталізатора

У багатьох випадках швидкість реакції можна підвищити за допомогою спеціальних речовин — *каталізаторів*. Про такі речовини ви вже дізналися в попередніх класах.

Каталізатор — речовина, що бере участь у реакції та змінює її швидкість, але сама в реакції не витрачається.

Зазвичай каталізатор не вказують ані в реагентах, ані в продуктах реакції, а записують його над стрілкою, наприклад:

$$2SO_2 + O_2 \xrightarrow{NO} 2SO_3$$



**Мал. 20.6.** За звичайних умов гідроген пероксид майже не розкладається (ліворуч), але в разі додавання каталізатора — манган(IV) оксиду — реакція прискорюється так, що рідина майже закипає від кількості кисню, що виділяється (праворуч)

Каталізатори можуть як прискорювати реакцію, так і гальмувати її. Прискорення реакції називають *позитивним каталізом*, а самі каталізатори — позитивними. Гальмування реакцій називають *негативним каталізом*, або *інгібуванням*, а каталізатори — негативними, або *інгібіторами*.

Наприклад, за наявності сполук Купруму, Феруму, Нікелю, Мангану або Хрому реакція розкладу гідроген пероксиду значно прискорюється (мал. 20.6). Універсальним каталізатором можна назвати платину, оскільки вона виявляє каталітичну активність майже в усіх реакціях.

Каталізатори мають велике значення для сучасної промисловості й науки. Близько 90 % хімічних перетворень відбуваються за наявності каталізаторів. Багато важливих хімічних реакцій без каталізаторів були б неможливими або відбувалися б за надто високих температур, наприклад, реакція синтезу амоніаку з азоту та водню, важливість якої ми вже розглянули в параграфі 15.

Реакції з переробки нафти на нафтопереробних заводах відбуваються тільки за наявності каталізаторів, що дозволяє отримувати високоякісний бензин, дизельне та авіаційне пальне, мастила тощо.

Вихлопні труби на автомобілях обов'язково обладнують спеціальними пристроями — каталітичними нейтралізаторами, завдяки яким чадний газ у вихлопних газах перетворюється на безпечніший вуглекислий газ, зменшуючи викиди шкідливих речовин у повітря.

На цукропереробному заводі зі звичайного крохмалю за наявності кислот (каталізатором реакції є катіони гідрогену $H^+$) добувають патоку — солодкий сироп, що потім використовують у харчовій промисловості для виготовлення кондитерських виробів, напоїв, морозива, деяких сортів хліба, спортивного харчування тощо.

Хімічні реакції в живих організмах також відбуваються за участі каталізаторів, які називають ферментами. Із курсу біології вам відомо, що ферменти каталізують усі без винятку реакції в клітинах. Відмінною рисою ферментів є їхня висока специфічність: для кожної біохімічної реакції існує свій фермент. А один фермент каталізує тільки одну конкретну реакцію. Це відбувається завдяки тому, що форма молекули ферменту має відповідати формі молекули, реакцію якої вона каталізує (мал. 20.7).

**Мал. 20.7.** Форма молекули ферменту й молекули, перетворення якої він каталізує, підходять один до одного, як ключик до замочка

Інша особливість ферментів полягає в тому, що їхня участь у реакціях нетипово залежить від температури. До певної критичної температури швидкість ферментативної реакції збільшується, а потім відбувається руйнування ферменту, його каталітична дія зникає і реакція припиняється. Тому у хворих людей з високою температурою біохімічні процеси в організмі відбуваються по-іншому, ніж у здорових. А в разі підвищення температури тіла понад 42 °C людина може померти, оскільки життєво важливі ферменти руйнуються.

Дія каталізаторів зумовлена тим, що вони утворюють з реагентами проміжні сполуки. Наприклад, реакція сірчистого газу з киснем за звичайних умов відбувається вкрай повільно:

$$2SO_2 + O_2 = 2SO_3$$

Але якщо додати нітроген(II) оксид, то реакція відбуватиметься у дві стадії і дуже швидко навіть за звичайних умов:

$$2NO + O_2 = 2NO_2 \qquad NO_2 + SO_2 = NO + SO_3$$

У першій реакції нітроген(II) оксид витрачається, а в другій — утворюється знову. Ця речовина є каталізатором, тобто вона бере участь у реакції, прискорюючи її, але її загальна кількість при цьому не змінюється.

Термін «каталізатор» грецького походження, і буквально слово *katalysis* означає «руйнування». Цей термін у хімічну науку ввів Й. Я. Берцеліус, а в ті часи відомі каталітичні реакції були переважно реакціями розкладу речовин, зокрема каталітичне розкладання крохмалю з утворенням глюкози, а далі — спирту й вуглекислого газу. А термін «інгібітор» має пряме значення і походить від латинського *inhibere* — «стримувати, зупиняти».

- Одного разу два інженери-хіміки спілкувалися біля відкритої посудини з пергідролем (концентрованим розчином гідроген пероксиду), що був підготовлений до розливу, а наступного дня в цій посудині лишилися тільки домішки пероксиду. Виявилося, що один з інженерів працював у цеху з виготовлення манган(IV) оксиду й під час розмови необережно струсив кілька кристаликів зі свого одягу в посудину з пергідролем. Цього виявилося достатньо, щоб за ніч увесь пероксид розклався. Добре, що посудина була відкритою, оскільки в закритій посудині за таких умов стався би вибух.
- Найшвидша серед відомих реакцій — сполучення атомів Гідрогену в газовій фазі з утворенням молекули водню $H_2$ — відбувається за $10^{-14}$ с. А найповільніші реакції в гірських породах тривають мільйони років.

## ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 10

### Вплив концентрації і температури на швидкість реакції цинку з хлоридною кислотою

*Обладнання:* штатив із пробірками, склянка з гарячою водою, шпатель, пальник.

*Реактиви:* хлоридна кислота з масовими частками 5 % та 15 %, цинк.

**Правила безпеки:**

- для дослідів використовуйте невеликі кількості реактивів;
- остерігайтеся потрапляння реактивів на шкіру, одяг, в очі; у разі потрапляння речовини змийте її великою кількістю води.

1. Пронумеруйте дві однакові пробірки.

2. У пробірку № 1 налийте хлоридну кислоту з масовою часткою 5 % об'ємом 1 мл, а в пробірку № 2 — таку саму кількість кислоти з масовою часткою 15 %. В обидві пробірки опустіть по одній гранулі цинку. Що спостерігаєте? В якому випадку реакція відбувається з більшою швидкістю й чому?

3. Пробірку № 1 з попереднього досліду опустіть у склянку з гарячою водою або нагрійте на пальнику. Порівняйте інтенсивність виділення водню до й після занурення в гарячу воду. Поясніть спостереження.

4. Зробіть узагальнюючий висновок.

*Лінгвістична задача*

Латиною *fermentum* означає «закваска». Таке саме значення має грецьке слово *zyme*. Чому, на вашу думку, біологічні каталізатори називають ферментами або ензимами?

## Ключова ідея

Швидкість хімічної реакції характеризує кількість речовини, що прореагувала або утворилася в результаті реакції, за одиницю часу (секунду, хвилину, добу або рік).

## Контрольні запитання

**223.** Сформулюйте визначення швидкості реакції, каталізатора, інгібітора.

**224.** Від яких чинників залежить швидкість реакції? Поясніть, як саме впливають ці чинники на швидкість реакції. Наведіть приклади.

**225.** Прокоментуйте зміну концентрацій реагентів та продуктів реакції, а також зміст графіків за малюнком 20.1.

**226.** Чому продукти харчування зазвичай зберігають у холодильнику?

**227.** Чому у формулі швидкості хімічної реакції зміна кількості речовини продуктів реакції є додатною величиною, а зміна кількості речовини реагентів — від'ємною?

**228.** Поясніть, чому різноманітні хімічні реакції, що вимагають різних умов для їх перебігу, у живих організмах відбуваються з високою швидкістю за однакової температури й тиску. Відповідь підтвердьте прикладами.

**229.** Поясніть, чому існує небезпека вибуху за наявності великої кількості сухої горючої порошкоподібної речовини. Наведіть приклади таких ситуацій.

## Завдання для засвоєння матеріалу

**230.** Чи зміниться швидкість реакції між воднем та киснем, якщо до цієї суміші додати азот?

**231.** Спираючись на знання про чинники впливу на швидкість хімічної реакції, обґрунтуйте твердження: а) у багатті друзки згоряють набагато швидше, ніж ціле поліно такої самої маси; б) під час пожежі не можна відкривати вікна; в) у разі харчового отруєння часто призначають активоване вугілля, дія якого ефективніша, якщо пігулки максимально подрібнити; г) щоб підвищити температуру полум'я, в багаття нагнітають повітря або чистий кисень; д) шинка за температури 180 °C приготується набагато швидше, ніж за 120 °C; е) для стерилізації консервів або медичного обладнання їх певний час витримують за високої температури; є) харчові продукти довше зберігаються у вакуумних пакетах; ж) улітку підвищується небезпека харчових отруєнь; з) термін служби мідних водопровідних труб значно більший за залізні (сталеві).

**232.** За даними до малюнка 20.1 доведіть, що швидкість реакції максимальна в момент змішування речовин (на початку реакції) і з часом зменшується. Як це можна пояснити?

**233.** У дві колби налили хлоридну кислоту. У першу додали залізо кількістю речовини 0,01 моль, а в другу — цинк такої самої кількості. В якій колбі реакція закінчиться раніше?

**234.** У кожній парі наведених процесів оберіть той, що має більшу швидкість: а) іржавіння заліза чи тьмяніння міді; б) горіння воску чи горіння паперу; в) випарювання бензину чи випарювання води. У кожному випадку поясніть свій вибір.

**235.** На етикетці з морозивом ви прочитали інформацію про його строк придатності та умови зберігання, але деякі місця на етикетці були затерті: «### за температури мінус (24 ± 2) °С, @@@ за температури мінус (18 ± 2) °С». Ви звернулися по допомогу до продавця, на що отримали відповідь: «в одному місці там має бути написано "12 місяців", а в іншому — "10 місяців"». Який надпис має стояти замість символів ###, а який — замість @@@? Як ви вважаєте, як довго можна зберігати морозиво за температури +20 °С?

**236.** Було проведено два досліди з добування кисню нагріванням калій перманганату. У першому досліді отримали 75 мл кисню за 3 хв, а в другому — 100 мл за 5 хв. У якому випадку швидкість реакції вища?

**237.** За місяць до початку занять лаборант приготував водний розчин гідроген пероксиду, в 1 л якого містилося 0,3 моль $H_2O_2$. Першого вересня вчителька хімії визначила, що кількість гідроген пероксиду в колбі зменшилася вдвічі. Обчисліть швидкість розкладання гідроген пероксиду (моль/добу), уважаючи, що в місяці 30 днів. Який об'єм кисню (н. у.) виділився з 5 л розчину за цей час?

**238.** У першій колбі відбувалася реакція між кальцій карбонатом та хлоридною кислотою, у результаті якої за певний час виділився газ масою 6,6 г. У другій колбі взаємодіяли водень та йод і за такий самий проміжок часу утворився продукт реакції масою 16,64 г. У якому випадку реакція відбувалася швидше?

**239.** Змішали карбон(II) оксид кількістю 0,15 моль з киснем. Через 10 секунд після початку реакції кількість чадного газу зменшилася до 0,1 моль. Обчисліть швидкість цієї реакції.

**240.** Як ви вважаєте, за яким принципом обирають речовини (реагент або продукт реакції) для експериментального визначення швидкості хімічної реакції. Опишіть методику експерименту та (за необхідності) прилад для визначення швидкості хімічної реакції: а) цинку з хлоридною кислотою; б) горіння сірки в повітрі.

**241.** Наведіть приклади хімічних процесів, що: а) бажано прискорювати; б) бажано уповільнювати; в) підтримувати швидкість на певному рівні. У який спосіб у кожному випадку можна контролювати або змінювати швидкість реакції?

**242*.** Запропонуйте план експерименту для визначення швидкості хімічної реакції. Які вимірювання ви маєте зробити для досягнення мети? Які чинники впливатимуть на точність експерименту?

**243*.** Згадайте з курсу фізики, що означає поняття «швидкість руху». Знайдіть спільні й відмінні ознаки у поняттях «швидкість руху тіла» та «швидкість хімічної реакції».

## ПРАКТИЧНА РОБОТА № 3

### Вплив різних чинників на швидкість хімічних реакцій

*Обладнання:* штатив із пробірками, пальник, шпатель.

*Реактиви:* HCl (5 %), цинк гранульований та порошкоподібний, зразки заліза та міді, розчин гідроген пероксиду (5 %), $MnO_2$, скіпка для доведення наявності кисню.

**Правила безпеки:**

- для дослідів використовуйте невеликі кількості реактивів;
- під час нагрівання не торкайтеся руками гарячих предметів;
- остерігайтеся потрапляння реактивів на шкіру, одяг, в очі; у разі потрапляння речовини змийте її великою кількістю води.

**1.** Пронумеруйте шість однакових пробірок. У пробірки № 1 та № 2 налийте по 1 мл хлоридної кислоти. У пробірку № 1 помістіть гранулу цинку, а у № 2 — дрібку порошку цинку. Порівняйте інтенсивність виділення водню в пробірках № 1 і № 2. Поясніть спостереження.

**2.** У пробірки № 3 та № 4 налийте по 1 мл хлоридної кислоти. У пробірку № 3 додайте зразок заліза, а у пробірку № 4 — міді. Порівняйте інтенсивність виділення водню у пробірках № 1, № 3 та № 4. Поясніть спостереження.

**3.** У пробірку № 5 налийте 1 мл розчину гідроген пероксиду. Чи спостерігаєте виділення газу? Нагрійте пробірку майже до кипіння. Чи спостерігаєте виділення газу після нагрівання? Визначте наявність кисню в пробірці за допомогою тліючої скіпки. Зробіть висновок щодо впливу нагрівання на швидкість реакції.

**4.** У пробірку № 6 налийте 1 мл розчину гідроген пероксиду. Додайте дрібку манган(IV) оксиду. Порівняйте швидкість виділення кисню в пробірках № 6 та № 5 (після нагрівання). Поясніть спостереження.

**Висновок.** Зробіть узагальнюючий висновок до практичної роботи. Для цього використайте відповіді на запитання:

**1.** Які чинники і як саме впливають на швидкість хімічної реакції?

**2.** Поясніть механізм впливу нагрівання та ступеня подрібнення речовини на швидкість хімічної реакції.

**3.** Чи відрізняється механізм зміни швидкості реакції в разі подрібнення реагентів та зміни концентрації? Відповідь поясніть.

## § 21. Класифікація хімічних реакцій

### Класифікація реакцій за кількістю і складом реагентів та продуктів реакції

**Реакції за кількістю і складом реагентів та продуктів:**
- сполучення: $A + B \rightarrow C$
- розкладу: $A \rightarrow B + C + D$
- заміщення: $A + BC \rightarrow AC + B$
- обміну: $AB + CD \rightarrow AD + CB$

Під час вивчення хімії ви вже ознайомилися з багатьма типами хімічних реакцій. У цьому параграфі ми узагальнимо ці знання та класифікуємо відомі вам реакції за різними ознаками.

***Реакції сполучення*** відповідають схемі: $A + B \rightarrow C$. Найбільш характерними є:
- взаємодії простих речовин: $2Fe + 3Cl_2 = 2FeCl_3$
- гідратація оксидів: $CO_2 + H_2O = H_2CO_3$
- взаємодії кислотних оксидів з основними: $CO_2 + CaO = CaCO_3$

***Реакції розкладу*** відповідають схемі: $A \rightarrow B + C + D$. Розкладу піддаються речовини всіх відомих вам класів неорганічних сполук:
- кислоти: $H_2SiO_3 = SiO_2 + H_2O$
- гідроксиди: $Cu(OH)_2 = CuO + H_2O$
- солі: $CaCO_3 = CaO + CO_2\uparrow$
- оксиди: $2HgO = 2Hg + O_2\uparrow$

***Реакції заміщення*** відповідають схемі: $A + BC \rightarrow AC + B$. Зазвичай реакції заміщення відбуваються між однією простою й однією складною речовиною:
- метал з оксидом: $2Al + Fe_2O_3 = Al_2O_3 + 2Fe$
- метал з кислотою: $Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2\uparrow$
- метал із сіллю: $Fe + CuSO_4 = FeSO_4 + Cu\downarrow$
- неметал з оксидом: $C + PbO = CO + Pb$

Хоча трапляються й реакції заміщення між двома складними речовинами, наприклад реакція оксиду із сіллю:

$$SiO_2 + CaCO_3 = CaSiO_3 + CO_2\uparrow$$

***Реакції обміну*** відповідають схемі: $AB + CD \rightarrow AD + CB$. Це найпоширеніша група реакцій між складними речовинами, зокрема, між кислотами, основами, солями й оксидами.

### Оборотні й необоротні реакції

Часто напрям реакції залежить від умов її проведення. Наприклад, за звичайної температури відбувається реакція утворення кальцій карбонату:

$$CaO + CO_2 = CaCO_3$$

Однак у разі нагрівання до високої температури (до 1000 °C) починає переважати реакція розкладання кальцій карбонату:

$$CaCO_3 = CaO + CO_2\uparrow$$

**Реакції за можливістю перебігу у протилежних напрямах:**
- оборотні;
- необоротні.

Часто трапляється, що за однакових умов хімічна реакція може відбуватися у двох протилежних напрямах. Зокрема, наведена реакція в певному інтервалі температур відбувається в обох протилежних напрямах.

Реакції, які за заданих умов відбуваються як у прямому, так і у зворотному напрямах, називають оборотними.

Для запису рівнянь таких реакцій замість знака рівності використовують знак оборотності (протилежно спрямовані стрілки):

$$CaCO_3 \rightleftarrows CaO + CO_2\uparrow$$

Оборотні процеси дуже поширені. До них належать дисоціація води і слабких кислот, взаємодія водню з бромом, йодом, азотом тощо.

***Необоротними*** є такі хімічні реакції, продукти яких не здатні реагувати один з одним з утворенням початкових речовин. Тому в необоротних реакціях усі реагенти взаємодіють один з одним повністю з утворенням продуктів реакції. Більшість реакцій у неорганічній хімії є саме необоротними (на відміну від реакцій за участі органічних речовин).

Зверніть увагу: іноді помилково вважають, що якщо під час зливання розчинів електролітів не виділяється газ, вода або осад, то відбувається оборотна реакція. Наприклад, між розчинами натрій сульфату й калій карбонату:

$$Na_2SO_4 + K_2CO_3 = K_2SO_4 + Na_2CO_3$$

Але в оборотних реакціях перетворення відбуваються одночасно в обох напрямах, а в цьому випадку перетворень узагалі немає. Після зливання розчинів $Na_2SO_4$ та $K_2CO_3$ утворюється розчин, в якому міститься суміш йонів $Na^+$, $K^+$, $SO_4^{2-}$, $CO_3^{2-}$, між якими зовсім відсутня будь-яка хімічна реакція.

## Класифікація реакцій за тепловим ефектом

Кожна хімічна реакція супроводжується тепловим ефектом: у хімічних взаємодіях теплота може виділятися або поглинатися. Екзотермічні реакції відбуваються з виділенням теплоти, а ендотермічні — з поглинанням теплоти.

**Реакції за тепловим ефектом:**
- екзотермічні;
- ендотермічні.

## Класифікація реакцій за зміною ступеня окиснення

Ступені окиснення елементи змінюють в окисно-відновних реакціях. Серед них виділяють:

• *міжмолекулярні* ОВР — елементи, що змінюють ступені окиснення, містяться у складі різних молекул (формульних одиниць). Це найпоширеніший тип окисно-відновних реакцій:

**Реакції за зміною ступеня окиснення:**
- окисно-відновні: міжмолекулярні, внутрішньомолекулярні;
- кислотно-осно́вні: нейтралізації

$$\overset{0}{Zn} + 2\overset{+1}{H}Cl = \overset{+2}{Zn}Cl_2 + \overset{0}{H_2}$$

• *внутрішньомолекулярні* ОВР — елементи, що змінюють ступені окиснення, містяться у складі однієї молекули (формульної одиниці):

$$2\overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O} = 2\overset{0}{H_2} + \overset{0}{O_2}$$

Хімічні реакції, в яких ступені окиснення елементів не змінюються, є ***кислотно-осно́вними***. У кислотно-осно́вних реакціях кислотні речовини взаємодіють з осно́вними. Реакції йонного обміну між солями також є кислотно-осно́вними, хоча їх описують не відомою вам теорією кислот і основ Арреніуса, а іншими, більш загальними, теоріями кислот і основ.

Серед кислотно-осно́вних реакцій виділяють групу реакцій, які називають реакціями *нейтралізації* — це група реакції взаємодії кислот з лугами з утворенням солі й води.

**Приклад.** Класифікуйте наведені хімічні реакції за різними класифікаційними ознаками.

1) $H_2SO_4$(розч.) + 2NaOH(розч.) = $Na_2SO_4$(розч.) + $2H_2O$; $\Delta H < 0$;

2) $CO_2\,(г.) + C\,(тв.) \rightleftarrows 2CO\,(г.)$; $\Delta H > 0$.

Реакція 1 є реакцією обміну. Вона відбувається тільки в одному напрямку, а отже, є необоротною. Теплота під час реакції виділяється, тож ця реакція є екзотермічною. Жоден елемент не змінює свій ступінь окиснення: вона є кислотно-осно́вною, причому належить до реакцій нейтралізації.

Реакція 2 є реакцією сполучення. Оскільки вона відбувається в обох напрямах, то є оборотною. За тепловим ефектом вона є ендотермічною завдяки поглинанню теплоти в прямій реакції. Під час реакції атоми Карбону змінюють ступінь окиснення, тож вона є окисно-відновною, причому міжмолекулярною.

## Ключова ідея

Класифікація хімічних реакцій полягає в розподіленні їх на групи згідно з певними важливими ознаками. Під час класифікації головне — виявити ці характерні ознаки хімічної реакції.

## Завдання для засвоєння матеріалу

**244.** Назвіть ознаки, за якими можна класифікувати хімічні реакції. На які типи поділяють хімічні реакції за цими ознаками?

**245.** Наведіть по одному прикладу: а) ендотермічної реакції розкладу; б) реакції сполучення між газами; в) окисно-відновної реакції розкладу; г) екзотермічної реакції між твердою та газуватою речовинами; д) окисно-відновної реакції заміщення між твердою та рідкою речовинами.

**246.** Наведені хімічні реакції класифікуйте за класифікаційними ознаками:

а) $N_2(г.) + 3H_2(г.) \rightleftarrows 2NH_3(г.)$; $\Delta H < 0$;

б) $2KMnO_4(тв.) = K_2MnO_4(тв.) + MnO_2(тв.) + O_2(г.)$; $\Delta H > 0$;

в) $Fe(тв.) + CuSO_4(розч.) = FeSO_4(розч.) + Cu(тв.)$; $\Delta H < 0$;

г) $NaOH(розч.) + HNO_3(розч.) = NaNO_3(розч.) + H_2O$; $\Delta H < 0$;

д) $H_2O(р.) + SO_3(р.) = H_2SO_4(р)$; $\Delta H < 0$;

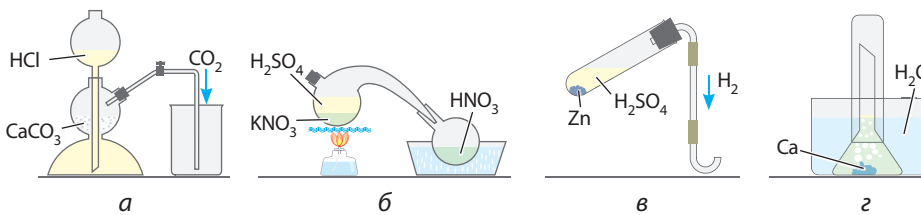
е) $Cl_2(г.) + H_2O \rightleftarrows HCl\ (розч.) + HClO\ (розч.)$; $\Delta H > 0$.

**247.** Складіть рівняння реакцій, що відповідають наведеним схемам:

а) $А \xrightarrow{розкладання} Б \xrightarrow{сполучення} В \xrightarrow{заміщення} Г \xrightarrow{обмін} Д$;

б) $А \xrightarrow{заміщення} Б \xrightarrow{сполучення} В \xrightarrow{нейтралізація} Г \xrightarrow{розкладання} Д$.

**248.** Визначте, які хімічні реакції зображені на малюнку 21.1. Складіть їх рівняння та класифікуйте за різними ознаками.




**Мал. 21.1.** Приклади хімічних реакцій

### Теми навчальних проектів за темою «Хімічні реакції»:

- Ендотермічні реакції на службі людині.
- Екзотермічні реакції в життєдіяльності живих організмів.

*Перевірте свої знання за темою «Хімічні реакції», виконавши тестові завдання на сайті.*

# ТЕМА 3. ПОЧАТКОВІ ПОНЯТТЯ ПРО ОРГАНІЧНІ СПОЛУКИ

У цьому розділі ви дізнаєтеся…
- про особливості органічної хімії та органічних сполук;
- що з атомів Карбону та Гідрогену складається безліч речовин;
- що вуглеводні — незамінні речовини для розвитку людства;
- що полімерами можна замінити майже будь-який матеріал;
- чи всі жирні на дотик речовини є жирами;
- чому крохмаль і вата не солодкі та як їх зробити солодкими;
- з яких речовин складаються живі організми;
- що їжа — це суміш органічних полімерів.

## § 22. Вступ до органічної хімії

### Виникнення органічної хімії

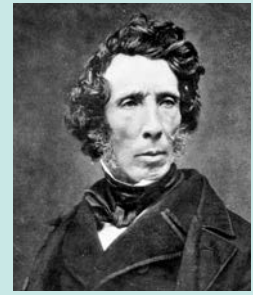
Ви вже знаєте, що хімічні речовини утворюють атоми різних хімічних елементів. Серед усіх хімічних елементів окреме місце посідає Карбон, оскільки він є основою величезної кількості природних і синтетичних сполук. Карбон утворює десятки мільйонів речовин, вивченням яких займається *органічна хімія*.

Органічна хімія — це розділ хімії, що вивчає сполуки Карбону, їхні властивості та методи добування.

Це визначення не є абсолютно точним, оскільки існують сполуки Карбону (вуглекислий та чадний гази, карбонатна кислота та карбонати тощо), які за характером властивостей відносять до неорганічних. Але це підкреслює, що принципової різниці між органічними та неорганічними речовинами не існує, оскільки органічні сполуки можуть перетворюватися на неорганічні, і навпаки.

Органічні речовини відомі людству з давніх-давен — це олії, винний спирт, оцтова кислота, цукор, крохмаль тощо. Але тривалий час ці речовини могли виділяти тільки з живих організмів (рослин і тварин) або продуктів їхньої життєдіяльності й не могли самостійно їх синтезувати. Це пояснювали теорією віталізму (від латин. *vita* — життя),

Відомий німецький хімік. На вимогу батьків закінчив медичний факультет Марбургського університету, хоча з дитинства захоплювався хімією. Здобувши звання доктора медицини, лікарем він не став, але вмовив Берцеліуса взяти його до себе лаборантом, після чого перекваліфікувався на хіміка. У 28 років став професором хімії, працював у багатьох університетах Німеччини. Був автором декількох підручників з хімії, за якими навчалися наступні покоління хіміків. Але найвідомішим досягненням Велера було добування сечовини з амоній ціанату $NH_4NCO$ — перший в історії штучний синтез органічної речовини, що став початком бурхливого розвитку органічної хімії.



**Фрідріх Велер**
(1800–1882)

згідно з якою органічні речовини можуть утворюватися тільки в живих організмах під впливом якоїсь «життєвої сили». Саме тому 1807 року шведський хімік Йенс-Якоб Берцеліус запропонував назву «органічні» для позначення речовин, що одержують із живих організмів.

Переворот в уявленні про органічні речовини стався після відомого досліду Фрідріха Велера. 1828 року Велер з неорганічної сполуки у звичайній пробірці синтезував сечовину, яку до цього часу виділяли лише із сечі й тому вважали винятково органічною речовиною.

$$\underset{\text{амоній ціанат (неорганічна речовина)}}{NH_4NCO} \rightarrow \underset{\text{сечовина (органічна речовина)}}{(NH_2)_2CO}$$

І хоча сечовина була не такою вже й важливою речовиною, але дослід Велера довів, що органічні речовини можуть утворюватися і без «життєвої сили». Це було крахом теорії віталізму. Після повідомлення Велера багато хіміків почали здійснювати досліди з добування органічних речовин. Розпочався бурхливий розвиток нового напрямку — органічної хімії.

Історія органічної хімії налічує багато видатних імен, але серед усіх хіміків-органіків слід у першу чергу відзначити двох — Фрідріха Кекуле та Олександра Бутлерова, чиї дослідження були найзначущими для розуміння будови органічних речовин і стали могутнім інструментом для розвитку органічної хімії.

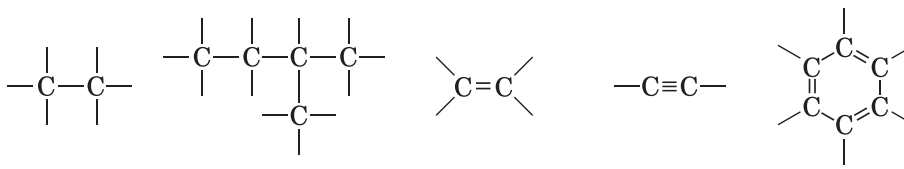
**Мал. 22.1.** Поштова марка Німецької поштової компанії на честь синтезу Фрідріха Велера

## Поняття про органічні речовини

Сьогодні органічними називають як природні, так і синтетичні сполуки Карбону. Їх відомо вже понад 20 мільйонів. Органічні речовини відіграють важливу роль у природі, оскільки є основою життя на Землі. Вони є основною складовою харчових продуктів, їх здавна застосовують як сировину для виготовлення тканин, вони містяться у складі різних видів палива (мал. 22.2). Сучасні синтетичні органічні високомолекулярні сполуки використовують як конструкційні матеріали, для виготовлення волокна тощо. Багато з них за своїми властивостями перевершують природні аналоги. Органічні сполуки є основними компонентами ліків, мийних засобів тощо.

Чому саме Карбон є основою органічних сполук? На відміну від інших хімічних елементів, Карбон може утворювати величезне число сполук, що зумовлене двома важливими властивостями його атомів:

- атоми Карбону можуть утворювати між собою міцні хімічні зв'язки і сполучатися в досить довгі карбонові ланцюги: нерозгалужені, розгалужені та циклічні;
- атоми Карбону можуть утворювати між собою та з атомами інших елементів зв'язки різної кратності: одинарні, подвійні й потрійні:

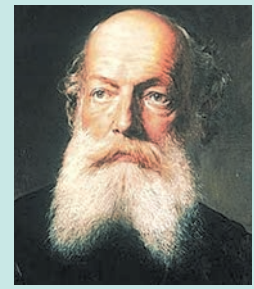


нерозгалужений ланцюг | розгалужений ланцюг | ланцюг з подвійним зв'язком | ланцюг з потрійним зв'язком | циклічний ланцюг

*а* *б* *в* *г*

**Мал. 22.2.** Органічні речовини: *а* — продукти харчування; *б* — лікарські препарати; *в* — будівельні матеріали; *г* — пальне та мастильні матеріали

Видатний німецький хімік-органік. Вивчав архітектуру в Гіссенському університеті, але після лекцій Лібіха зацікавився хімією. Працював в університетах Парижа, Гейдельберга, Гента, а в 36 років став професором Боннського університету, де працював до кінця життя. Наукова діяльність була присвячена теоретичній і синтетичній органічній хімії. Уперше синтезував багато органічних речовин, установив структурні формули багатьох природних речовин. Першим висловив думку, що валентності елементів є цілими числами, класифікував усі елементи за валентністю, заклав поняття про валентність як фундаментальну властивість атомів (теорію валентності). Ця теорія була основою теорії хімічної будови Бутлерова.



**Фрідріх Август Кекуле фон Штрадоніц** (1829–1896)

Незважаючи на велике різноманіття, органічні сполуки мають певні спільні властивості:

- складаються з атомів Карбону, Гідрогену, часто містять Нітроген, Оксиген, хоча можуть містити атоми й інших елементів;
- атоми Карбону в молекулах сполучені в різноманітні ланцюги;
- між атомами в молекулах переважно неполярні або слабополярні ковалентні зв'язки;
- більшість мають молекулярну будову, тому для них характерні порівняно низькі температури плавлення й кипіння;
- більшість не розчиняються у воді, є леткими рідинами або легкоплавкими твердими речовинами, багато з них газуваті за звичайних умов;
- розчинні у воді органічні сполуки зазвичай є неелектролітами;
- переважно є горючими речовинами;
- під час нагрівання вище за 300 °C зазвичай розкладаються.

Видатний хімік, академік Петербурзької академії наук. Спочатку захоплювався біологією, але під впливом лекцій Зініна зацікавився хімією. У 26 років захистив докторську дисертацію, а у 29 років став професором Казанського університету. 1868 року за поданням Менделєєва був обраний професором Санкт-Петербурзького університету. 1861 року (у віці 33 роки!) сформулював основні положення теорії хімічної будови органічних сполук. Бутлеров був засновником відомої казанської («бутлеровської») школи хіміків-органіків, серед яких В. В. Марковніков, О. М. Зайцев, О. Є. Фаворський.

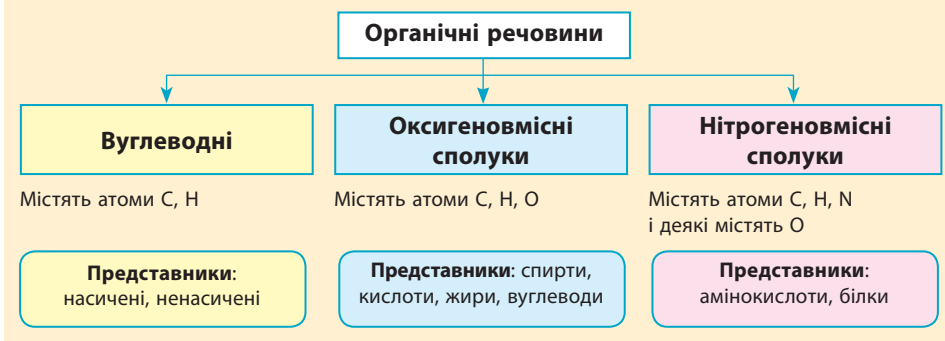
**Олександр Михайлович Бутлеров** (1828–1886)

## Класифікація органічних сполук

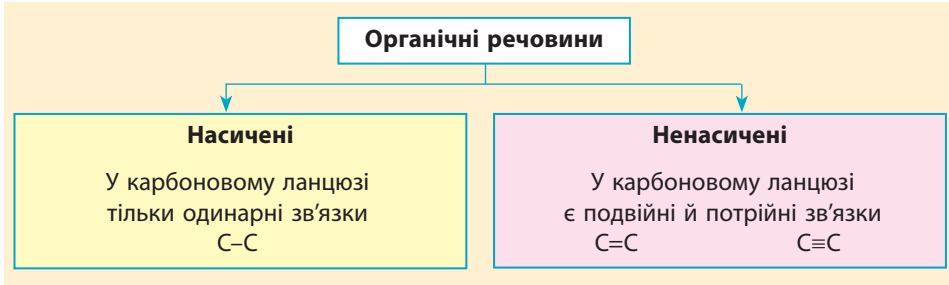
Для вивчення органічних речовин зручно класифікувати їх за будовою або властивостями, подібно до того, як класифікують неорганічні речовини (схема 1, с. 5).

• **За вмістом хімічних елементів**

Найпростіші органічні сполуки містять тільки два елементи — Карбон і Гідроген, їх називають вуглеводнями (від двох слів — вуглець і водень), часто органічні сполуки містять атоми Оксигену або Нітрогену. Оскільки ці чотири елементи утворюють майже всі органічні сполуки, що містяться в живих організмах, їх називають *елементами-органогенами*.




• **За наявністю кратного зв'язку між атомами Карбону**




У молекулах деяких органічних сполук містяться певні групи атомів, що є характерними для всіх сполук цього класу. Їх називають *характеристичними* (або *функціональними*) групами. У вуглеводнів такі групи відсутні, група атомів –COOH обов'язково міститься в молекулах органічних кислот і є характеристичною для карбонових кислот.

За наявністю характеристичних груп розрізняють такі класи органічних речовин:

- **вуглеводні**: характеристичні групи відсутні;
- **спирти**, у молекула яких наявна гідроксильна група –OH;
- **карбонові кислоти**, у молекула яких наявна карбоксильна група –COOH;
- **амінокислоти**, у молекула яких наявні карбоксильна група –COOH та аміногрупа $–NH_2$.

Звісно, що наведені класифікації не відображають усього розмаїття органічних сполук, але саме такі речовини ви вивчатимете в 9 класі, а з іншими ознайомитеся під час подальшого вивчення хімії.

## Ключова ідея

Предметом вивчення органічної хімії є органічні сполуки, їх перетворення та методи добування. До органічних належать речовини природного й синтетичного походження, що утворені на основі атомів Карбону.

## Контрольні запитання

**249.** Що вивчає органічна хімія?

**250.** Які були погляди прихильників теорії віталізма щодо добування органічних речовин?

**251.** Що стало історичним поштовхом для розвитку органічної хімії? Чому?

**252.** Які речовини називають органічними? Наведіть приклади органічних речовин.

**253.** Сформулюйте основні відмінності між органічними та неорганічними речовинами.

**254.** Які хімічні елементи містяться в органічних сполуках?

**255.** Які особливості Карбону зумовлюють існування великої кількості органічних сполук?

**256.** За якими ознаками класифікують органічні сполуки?

## Завдання для засвоєння матеріалу

**257.** Найпростіша органічна сполука — метан $CH_4$. До яких груп органічних речовин він належить?

**258.** Дано формули трьох вуглеводнів: $CH_3–CH_3$, $CH_2=CH_2$, $CH≡CH$. Запропонуйте спосіб класифікації цих речовин за різними ознаками.

**259.** Як ви вважаєте, чому органічну хімію виділяють в окремий розділ хімії?

**260.** Знайдіть у додаткових джерелах різні визначення органічної хімії. Чим вони відрізняються від визначення, наведеного в параграфі? Яке з них, на вашу думку, найточніше?

## § 23. Метан — найпростіший вуглеводень

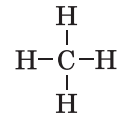
**Пригадайте:**

- складання електронно-графічних формул молекул (за § 2);
- порівняти густину газів можна, обчисливши відносну густину газу, що дорівнює відношенню молекулярних мас газів (Додаток 1).

### Молекулярна й структурна формули метану

Із попереднього параграфа ви вже дізналися, що найпростішими органічними речовинами є *вуглеводні* — речовини, які складаються з атомів тільки двох елементів: Карбону й Гідрогену. Серед вуглеводнів найпростішими сполуками є *насичені вуглеводні*, або алкани.

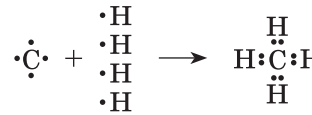
Молекулярна формула метану — $CH_4$. У цій молекулі чотири атоми Гідрогену сполучені ковалентними зв'язками з атомом Карбону, і структурна формула метану має вигляд:



У Карбону й Гідрогену близькі значення електронегативностей (2,55 та 2,20 відповідно). Тому зв'язок між ними є *ковалентним неполярним*. Молекула метану також *неполярна*.

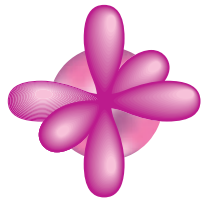
### Будова молекули метану. Основний і збуджений стани атома Карбону

У молекулі метану наявні чотири зв'язки C–H — це ковалентні зв'язки, для реалізації яких необхідно утворення чотирьох спільних електронних пар:

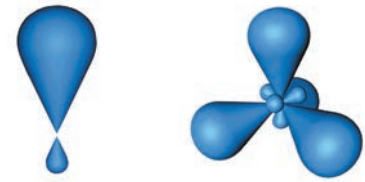


Пригадайте, що у звичайному (основному) стані на зовнішньому енергетичному рівні атома Карбону міститься чотири електрони: одна пара на *s*-орбіталі та два неспарені електрони на *p*-орбіталях.

У такому стані атом Карбону може утворити тільки два ковалентні зв'язки. Але для утворення чотирьох зв'язків на зовнішньому рівні має бути чотири неспарені електрони. Для цього атом Карбону поглинає невелику кількість енергії та переходить у *збуджений* стан, в якому один електрон із *s*-орбіталі переходить на вільну *p*-орбіталь.

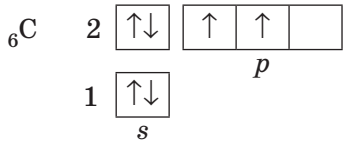


**Мал. 23.1.** В атомі Карбону в основному стані *s*-орбіталь і три *p*-орбіталі розташовуються так, що ядро атома збігається із центром кожної орбіталі. За такого розташування *s*-орбіталь недоступна для перекривання

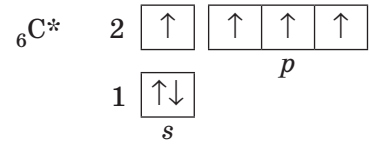


*а* *б*

**Мал. 23.2.** Змінені орбіталі зовнішнього енергетичного рівня (*а*) та їх розташування в атомі Карбону в збудженому стані (*б*)



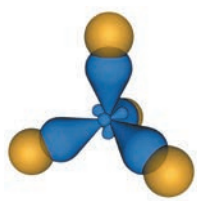

Основний стан



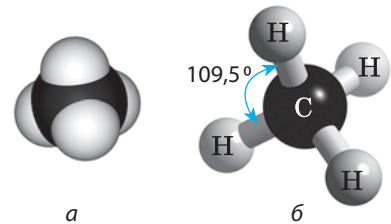

Збуджений стан

Але навіть за умови такого переходу одного електрона одна *s*-орбіталь і три *p*-орбіталі зовнішнього рівня не можуть утворити чотири зв'язки, оскільки *s*-орбіталь просторово недоступна для перекривання з орбіталями інших атомів (мал. 23.1). Саме тому, коли атом Карбону переходить у збуджений стан, усі чотири орбіталі зовнішнього енергетичного рівня набувають однакової енергії, а отже, і форми (несиметричної об'ємної вісімки) (мал. 23.2, *а*) і орієнтуються вже по-іншому (мал. 23.2, *б*): вони спрямовані до вершин правильної трикутної піраміди (тетраедра). За такої форми та спрямованості всі орбіталі в збудженому стані атома Карбону без обмежень можуть перекриватися з орбіталями інших атомів (мал. 23.3).

Під час утворення хімічних зв'язків між атомами Карбону й Гідрогену ці зв'язки також спрямовуються до вершин трикутної піраміди під кутом 109,5°, тому молекули метану мають форму тетраедра (мал. 23.4).



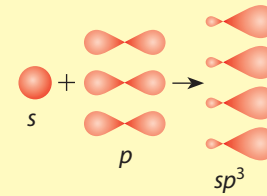
**Мал. 23.3.** Перекривання орбіталей збудженого атома Карбону із *s*-орбіталями атомів Гідрогену в молекулі метану




*а* *б*

**Мал. 23.4.** Моделі молекули метану: *а* — кульова; *б* — кулестрижнева

Зміну форми й спрямованості атомних орбіталей під час переходу атомів у збуджений стан називають *гібридизацією*, а орбіталі, що зазнали зміни, називають *гібридизованими*. Під час утворення молекули метану змін зазнають одна *s*-орбіталь і три *p*-орбіталі, тому такий стан атома Карбону називають $sp^3$-гібридизованим (див. малюнок).




Три однакові *p*-орбіталі в атомі Карбону в основному стані мають бути розташовані таким чином, щоб бути максимально віддаленими одна від одної. Саме тому *p*-орбіталі розташовані по взаємно перпендикулярних осях (мал. 23.1). У збудженому стані однакових (гібридизованих) орбіталей уже чотири, і вони також мають бути максимально віддаленими одна від одної. Саме цим і пояснюється тетраедрична спрямованість $sp^3$-гібридизованих орбіталей. Явище гібридизації пояснює форму як органічних, так і неорганічних молекул, але це ви розглядатимете під час поглибленого вивчення хімії.

## Фізичні властивості метану та поширеність у природі

Метан — за звичайних умов безбарвний газ без запаху; густина за 0 °C дорівнює 0,7168 кг/м$^3$, нерозчинний у воді (0,02 г метану в 1 кг води за 25 °C), у разі сильного охолодження перетворюється на летку рідину ($t_{кип.}$ = −161,6 °C), а в разі подальшого охолодження — на безбарвні кристали ($t_{пл.}$ = −182,5 °C).

За концентрації в повітрі від 4,4 до 17 % метан вибухає. Метан є основним компонентом природного газу, яким ми користуємося в побуті, і тому витік газу може спричинити серйозні наслідки (мал. 23.5). Через відсутність в метану запаху виявити його витік було б неможливо, тому до природного газу ще в момент видобутку додають спеціальні речовини із запахом (одоранти). Зазвичай це органічні речовини класу меркаптанів, що мають характерний запах тухлого м'яса.

**Мал. 23.5.** Наслідки вибуху природного газу в багатоповерховому житловому будинку, 13 жовтня 2007 року, м. Дніпро

Метан нетоксичний і в малих концентраціях безпечний для людини, але за значного вмісту метану в повітрі (25–30 %) людина може знепритомніти й померти, оскільки метан не підтримує дихання.

Метан — один із парникових газів, оскільки він виявляє парниковий ефект, причому навіть

сильніший за вуглекислий газ у 20–25 разів. Останніми роками концентрація метану в повітрі суттєво збільшується через інтенсивний розвиток тваринництва: кожна корова за добу випускає близько 300 л метану, а світове поголів'я корів налічує понад 1,5 млн, не враховуючи іншу велику рогату худобу.

**Мал. 23.6.** Сталеві балони з метаном забарвлюють у червоний колір

Метан — поширена в природі речовина. Його вміст у природному газі становить 77–99 %, у супутньому нафтовому газі — 31–90 %. Також метан міститься у складі рудничного (того, що виділяється в рудниках) та болотного (того, що виділяється на болотах) газів.

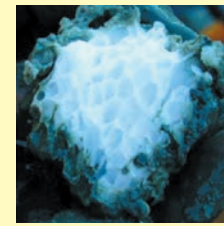
В Україні запаси метану у вигляді природного газу оцінюють приблизно в 1,5 трлн м$^3$ (28-ме місце серед усіх країн світу). Найбільші родовища газу в Україні зосереджені в Дніпровсько-Донецькому нафтогазоносному регіоні та в Передкарпатському родовищі. Значні родовища природного газу є на рівнинній частині Кримського півострова та в Чорноморському й Азовському шельфах. Також, за думкою багатьох фахівців, Україна має великі перспективи добування природного газу світового масштабу в північній частині Чорноморського шельфу, де, можливо, зосереджене найбільше родовище природного газу під дном Чорного моря.

У великих обсягах метан транспортують трубопроводами. Також метан можна зберігати за підвищеного тиску в спеціальних сталевих балонах, забарвлених у червоний колір (мал. 23.6).

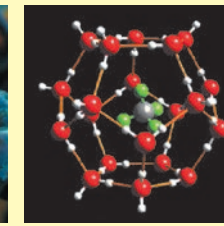
Суттєва кількість метану існує на Землі у вигляді так званих газогідратів (продуктів сполучення з водою). Такі сполуки існують лише за умови низької температури та високого тиску, тому трапляються переважно в північних морях і залягають на глибині близько 1 км. Запаси такого метану оцінюють у 100 разів більшими, ніж запаси всіх розвіданих на сьогодні родовищ природного газу.

- Вибір меркаптану для надання запаху метану не випадковий: нюх людини може сприйняти запах меркаптану, навіть якщо в 1 л повітря його буде лише $10^{-16}$ моль. У такій концентрації навіть собака не здатний відчути його запах.
- В Україні газове освітлення вулиць (із використанням метану) уперше було запроваджено у Львові 1858 року, а потім з'явилося в Одесі, Харкові, Києві та Чернівцях. Пізніше в цих містах газ почали використовувати як паливо.

Газогідрати є клатратними сполуками (від латин. *clathratus* — той, що закритий ґратками, посаджений у клітку), або сполуками включення. Клатратними називають сполуки, в яких маленькі молекули, такі як у метану, розміщені в порожнинах між молекулами рідкої води (як зображено на малюнку) і фактично є газовими гідратами. Такі сполуки характерні для багатьох газуватих речовин, зокрема метану, але вони стійкі тільки за умов високого тиску та низької температури. У разі потрапляння гідрату метану у звичайні умови він розкладається на газуватий метан і рідку воду. Один об'єм гідрату метану може виділити 160–180 об'ємів чистого газу.



*а*



*б*

Зовнішній вигляд клатрату метану (*а*) та його будова (*б*) (жовтими лініями позначено водневі зв'язки)

## Ключова ідея

Вуглеводні — найпростіші органічні речовини, що складаються з атомів Карбону та Гідрогену. Метан — найпростіший вуглеводень.

## Контрольні запитання

**261.** Напишіть структурну й електронну формули метану. Назвіть тип зв'язку в метані.

**262.** Чим відрізняються основний та збуджений стани атомів Карбону? Як це пов'язано з можливістю утворення молекули метану та її формою?

**263.** Опишіть фізичні властивості метану.

**264.** Для чого в природний газ додають речовини із сильним запахом?

## Завдання для засвоєння матеріалу

**265.** Обчисліть, у скільки разів густина метану більша (менша) за повітря.

**266.** Використовуючи інформацію параграфа, обчисліть масову частку метану в його насиченому за 25 °C розчині у воді.

**267.** За температури 0 °C розчинність метану у воді становить 0,04 г на 1 кг води. Обчисліть об'єм метану, що можна виділити з насиченого за такої температури розчину масою 1000 кг.

**268.** Обчисліть мінімальний об'єм метану, що має витекти з побутової газової печі, щоб повітря на кухні стало вибухонебезпечним. Прийміть, що площа кухні становить 10 м$^2$, висота стелі — 2,5 м, а тиск на кухні не змінюється. Інші дані знайдіть у тексті параграфа. (Пам'ятайте, що витік будь-якої кількості газу є вкрай небезпечною ситуацією!)

**269.** 2015 року споживання природного газу в Україні становило близько 34 млрд м$^3$ на рік. Знайдіть у тексті параграфа необхідну інформацію та обчисліть, на скільки років Україні вистачить власних розвіданих запасів природного газу за умови споживання на такому самому рівні.

## § 24. Гомологи метану — насичені вуглеводні

**Пригадайте:**

- молекулярні формули відображають тільки якісний і кількісний склад речовин, а структурні — ще й порядок сполучення атомів;
- під час складання структурних формул кожний хімічний зв'язок між атомами позначають рискою.

### Гомологи та гомологічний ряд метану

У попередньому параграфі ви вже ознайомилися з найпростішим вуглеводнем — метаном, він є також найпростішим представником класу органічних сполук алканів. Алкани — досить великий клас сполук, але в усіх представників алканів є спільна ознака: їхні молекулярні формули відповідають загальній формулі $\mathbf{C_nH_{2n+2}}$, де $n$ — число атомів Карбону в молекулі. Якщо ви замість $n$ поставите будь-яке ціле число, то отримаєте молекулярну формулу алкану. Наприклад, якщо підставити $n = 1$, то отримаємо формулу метану $CH_4$. Формули та назви перших десяти представників алканів наведено в таблиці 10.

**Таблиця 10. Перші десять представників алканів**

| Число атомів Карбону $n$ | Формула | Назва | Число атомів Карбону $n$ | Формула | Назва |
|---|---|---|---|---|---|
| 1 | $CH_4$ | Метан | 6 | $C_6H_{14}$ | Гексан |
| 2 | $C_2H_6$ | Етан | 7 | $C_7H_{16}$ | Гептан |
| 3 | $C_3H_8$ | Пропан | 8 | $C_8H_{18}$ | Октан |
| 4 | $C_4H_{10}$ | Бутан | 9 | $C_9H_{20}$ | Нонан |
| 5 | $C_5H_{12}$ | Пентан | 10 | $C_{10}H_{22}$ | Декан |

Зверніть увагу, що перші чотири представники алканів — метан, етан, пропан і бутан — мають історично сформовані назви. Назви наступних утворюють від грецьких числівників додаванням суфікса *-ан-*: пентан, гексан тощо.

Проаналізуйте молекулярні формули сполук у таблиці. Як відрізняється склад молекул метану й етану? Формула метану — $CH_4$,

а етану — $C_2H_6$. Їхні формули відрізняються на один атом С та два атоми Н, тобто на групу атомів $CH_2$. Як відрізняється склад молекул етану й бутану? Вони відрізняються на два атоми С та чотири атоми Н, тобто на дві групи атомів $CH_2$.

Сполуки одного класу, що мають подібну будову, але відрізняються за складом на одну або кілька груп $CH_2$, називають гомологами.

Групу $CH_2$ називають ***гомологічною різницею***. Сукупність усіх гомологів утворює ***гомологічний ряд***.

Метан та його гомологи утворюють гомологічний ряд класу алканів. Перші представники цього ряду з невеликим числом атомів Карбону в молекулі називають *нижчими* алканами, а з великим числом — *вищими*. Утім, чіткої межі між ними немає.

## Структурні формули й будова молекул гомологів метану

Ще на початку розвитку органічної хімії вчені з'ясували, що переважна більшість органічних сполук є речовинами молекулярної будови. Але під час визначення формул органічних речовин постала проблема щодо валентності елементів у їхньому складі. Наприклад, якщо визначати валентність атомів Карбону в етані $C_2H_6$, то за правилами, що ви вивчали в 7 класі, в атомів Карбону має бути валентність III, що суперечить дійсності. Дослідження Ф. Кекуле та О. Бутлерова довели, що формально питання валентності в органічній хімії розглядати не можна. Валентність Карбону в органічних сполуках завжди IV, але це стає зрозумілим, якщо замість молекулярних формул використовувати структурні. Саме тому в органічній хімії використовують структурні формули, а молекулярні формули — для розв'язання розрахункових задач, оскільки за ними легше обчислювати молярну масу.

Під час складання структурних формул слід пам'ятати, що атоми Карбону в молекулах органічних речовин сполучені один з одним і утворюють ланцюг, який також називають карбоновим скелетом.

Розгляньмо складання структурних формул на прикладі етану.

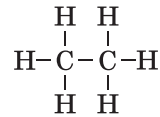
1. Зображуємо карбоновий ланцюг — в етану він складається з двох атомів Карбону, сполучених одинарним зв'язком:

$$C–C$$

2. Карбон чотиривалентний, тому від кожного атома Карбону зображуємо риски так, щоб у кожного атома їх було по чотири:

$$\begin{array}{c} | \quad | \\ -C-C- \\ | \quad | \end{array}$$

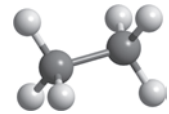
3. Дописуємо символи атомів Гідрогену й отримуємо структурну формулу етану:



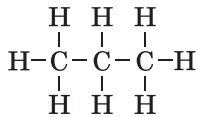
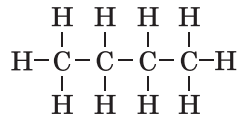
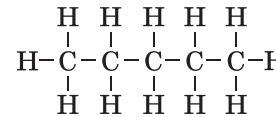
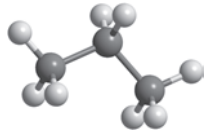
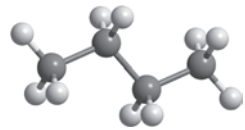
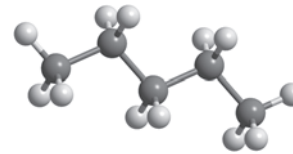
Часто структурні формули записують у скороченому вигляді, не зображуючи зв'язки C–H. Скорочені структурні формули набагато компактніші, ніж розгорнуті:

$$CH_3–CH_3$$

Структурні формули показують послідовність з'єднання атомів, але не відображають просторової будови молекул. Атоми Карбону в молекулах гомологів метану перебувають у збудженому стані, як у молекулах метану, про що ви дізналися в попередньому параграфі. Отже, усі хімічні зв'язки від кожного атома Карбону спрямовані до вершин тетраедра, й молекула етану має такий просторовий вигляд:



За наведеним алгоритмом можна скласти структурні формули будь-яких вуглеводнів:

| | пропан $C_3H_8$ | бутан $C_4H_{10}$ | пентан $C_5H_{12}$ |
|---|---|---|---|
| Структурні формули: |  |  |  |
| Скорочені структурні формули: | $CH_3–CH_2–CH_3$ | $CH_3–CH_2–CH_2–CH_3$ | $CH_3–CH_2–CH_2–CH_2–CH_3$ |
| Моделі молекул: |  |  |  |

Під час складання структурних формул сполук інших класів також слід дотримуватися таких принципів і, головне, пам'ятати й правильно враховувати валентність елементів.

Проаналізуйте всі структурні формули, наведені в цьому підрозділі. Видно, що атоми Карбону чотиривалентні, і, до того ж, кожний атом Карбону сполучається з чотирма іншими атомами (Карбону чи Гідрогену). Отже, усі валентні можливості атомів Карбону «насичені» іншими атомами, і вони вже не здатні приєднати жодного атома. Такі вуглеводні називають *насиченими*. Головною ознакою насичених сполук є те, що в їхніх молекулах усі зв'язки між атомами Карбону є одинарними.

Насичені сполуки — це органічні сполуки, у молекулах яких атоми Карбону сполучені один з одним тільки одинарними ковалентними зв'язками.

Метан і його гомологи (вуглеводні класу алканів) — це насичені вуглеводні.

- Назва першого члена гомологічного ряду алканів «метан» пішла від назви відповідного йому спирту — метилового. Цей спирт здавна називали деревним, оскільки добували його з деревини. Слово «метил» походить від грецьких *methy* — вино та *hile* — ліс (буквально — «вино з лісу»).
- Алкан із найдовшим карбоновим ланцюгом — нонаконтатриктан $C_{390}H_{782}$ — синтезували 1985 року англійські хіміки І. Бідд та М. Уайтинг.

## Ключова ідея

Для кожного класу органічних сполук характерний свій гомологічний ряд. Склад сполук одного ряду відображає загальна формула.

## Контрольні запитання

**270.** Яка валентність атомів Карбону в органічних сполуках?
**271.** Які вуглеводні називають алканами? Наведіть їхню загальну формулу.
**272.** Чому метан і його гомологи називають насиченими вуглеводнями?
**273.** Дайте визначення поняттям «гомолог», «гомологічний ряд», «гомологічна різниця».
**274.** Що є спільного й відмінного в будові двох гомологів?

## Завдання для засвоєння матеріалу

**275.** Складіть повну й скорочену структурні формули гомологів метану із числом атомів Карбону 6 та 8.
**276.** Доведіть, що пропан і октан є гомологами.
**277.** Скільки хімічних зв'язків у молекулі пропану? Скільки з них зв'язків C–C і скільки C–H?
**278.** Із наведеного переліку формул вуглеводнів випишіть формули гомологів метану: $C_3H_6$, $C_4H_{10}$, $C_6H_6$, $C_{14}H_{30}$, $C_8H_8$.

**279.** Обчисліть масові частки Карбону в метані та пропані. В якій речовині масова частка Карбону більша? Чи можна з цього зробити висновок, як змінюється масова частка Карбону в алканах зі збільшенням числа атомів Карбону в молекулі? Чи можна дійти такого самого висновку без обчислень масових часток?

**280.** Який гомолог метану має густину, що майже дорівнює густині повітря?

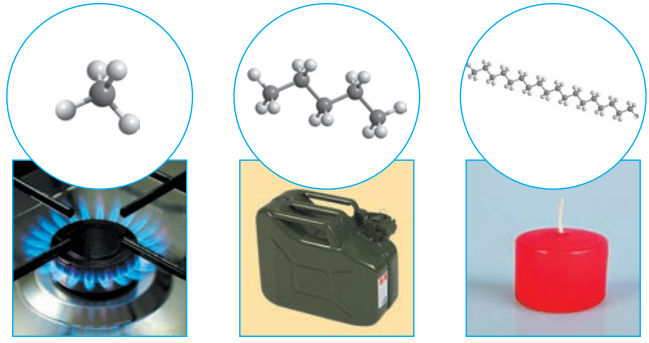
## § 25. Властивості метану та його гомологів, їх застосування

**Пригадайте:** метан — неполярна речовина молекулярної будови, що зумовлює його нерозчинність у воді, леткість, низьку температуру кипіння.

### Фізичні властивості гомологів метану

Оскільки речовини гомологічного ряду метану мають подібну будову й відрізняються тільки довжиною карбонового ланцюга, то їхні фізичні властивості також подібні.

За звичайних умов перші чотири члени гомологічного ряду метану (від $CH_4$ до $C_4H_{10}$) — гази, наступні (від $C_5H_{12}$ до $C_{16}H_{34}$) — рідини, сполуки з більшим числом атомів Карбону — тверді речовини (мал. 25.1). Це пояснюється тим, що зі збільшенням довжини карбонового ланцюга збільшується молекулярна маса речовин, тому збільшується кількість енергії, що необхідна для плавлення або випаровування речовин. Отже, для будь-якого гомологічного ряду справедливим є правило, що зі збільшенням числа атомів Карбону підвищуються температури плавлення й кипіння речовин.



*а* *б* *в*

**Мал. 25.1.** Залежність фізичних властивостей алканів від довжини карбонового ланцюга: *а* — газ; *б* — рідина; *в* — тверда речовина

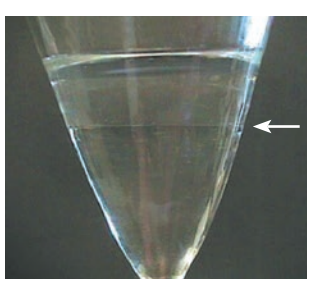
*а* *б* *в* *г*

**Мал. 25.2.** Алкани: *а*, *б* — промислова цистерна й побутовий балон скрапленої суміші пропану з бутаном; *в* — октан (безбарвна рідина); *г* — парафін (біла речовина, суміш твердих алканів)

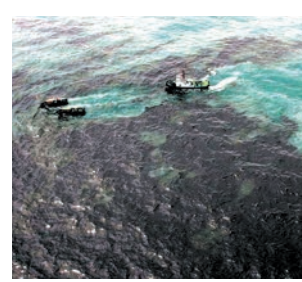
Пропан і бутан, хоча й газуваті, але добре скраплюються під час охолодження та за підвищеного тиску. У побуті й промисловості частіше використовують скраплену суміш пропану й бутану (мал. 25.2, *а*, *б*).

Усі гомологи метану — безбарвні речовини. На відміну від газуватих і твердих алканів, рідкі мають специфічний вуглеводневий або квітковий запах (мал. 25.2, *в*).

Усі гомологи метану — неполярні сполуки, тому вони майже нерозчинні у воді, а тверді — жирні на дотик (мал. 25.2, *г*). Саме тому алкани й інші нециклічні вуглеводні ще називають аліфатичними сполуками (від грец. *aleiphar* — жир). Рідкі алкани легші за воду, у разі змішування з водою суміш розшаровується: алкан збирається зверху, а вода — знизу (мал. 25.3). Тому нафта, що складається переважно з рідких алканів, у разі потрапляння у воду розтікається тонким шаром по поверхні, що становить велику загрозу для навколишнього середовища (мал. 25.4).



**Мал. 25.3.** Октан не розчиняється у воді, а збирається над шаром води (чітко видно межу поділу)



**Мал. 25.4.** Пляма нафти на поверхні океану

**Мал. 25.5.** Розчинник для фарби — уайт-спірит — це суміш рідких вуглеводнів

Оскільки алкани є неполярними речовинами, вони добре змішуються один з одним і розчиняють інші неполярні сполуки (мал. 25.5).

## Хімічні властивості метану та його гомологів

Алкани є хімічно неактивними речовинами, завдяки чому їх у XIX столітті називали «хімічними мерцями». До початку XX століття для них не було відомо жодної хімічної реакції, окрім горіння.

Алкани активно взаємодіють з киснем. Наприклад, метан у разі підпалювання згоряє блідо-синім полум'ям, слабо помітним на яскравому сонячному світлі:

$$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$$

**Зверніть увагу!** У рівняннях реакцій за участі органічних речовин знак рівності завжди заміняють на стрілку, щоб не сплутати його з подвійним зв'язком.

Під час горіння метану виділяється велика кількість теплоти — близько 50 кДж на 1 г вуглеводню.

Із повітрям метан утворює вибухові суміші (пригадайте за § 23, який уміст метану є вибухонебезпечним). Під час роботи з метаном, наприклад у разі використання газових плит або балонів, необхідно постійно стежити за тим, щоб полум'я не згасло.

Гомологи метану також окиснюються киснем повітря, причому повне окиснення до вуглекислого газу відбувається тільки під час горіння в надлишку кисню. Наприклад, для пентану:

$$C_5H_{12} + 8O_2 \rightarrow 5CO_2 + 6H_2O$$

Якщо кисню недостатньо, то замість вуглекислого газу утворюється надзвичайно отруйний чадний газ:

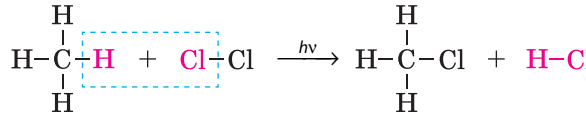
$$2C_6H_{14} + 13O_2 \rightarrow 12CO + 14H_2O$$

Вищі гомологи метану, тобто алкани з великим числом атомів Карбону, під час горіння можуть також утворювати вуглець. Так, наприклад, звичайні побутові парафінові свічки, що складаються із суміші твердих алканів, під час горіння утворюють полум'я, що коптить. Кіптява — це частинки сажі (вуглецю), що не встигли згоріти:

$$2C_{20}H_{42} + 21O_2 \rightarrow 40C + 42H_2O$$

Крім кисню, алкани реагують тільки з дуже активними речовинами, наприклад з галогенами. Реакції взаємодії з галогенами називають *галогенуванням*. Взаємодія алканів із хлором або бромом відбувається тільки за освітлення або нагрівання. При цьому один

атом галогену заміщає атом Гідрогену в складі органічної молекули, а інший — з'єднується зі звільненим атомом Гідрогену й утворює молекулу гідроген галогеніду (символом *hν* у рівняннях реакцій позначають, що реакція відбувається за умови освітлення):



Із використанням молекулярних формул це рівняння записують у такий спосіб:

$$CH_4 + Cl_2 \xrightarrow{h\nu} CH_3Cl + HCl$$

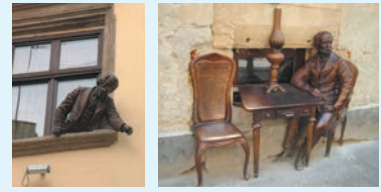
У разі надлишку галогену можуть заміщуватися декілька атомів Гідрогену:

$$CH_4 + 2Cl_2 \xrightarrow{h\nu} CH_2Cl_2 + 2HCl, \qquad CH_4 + 3Cl_2 \xrightarrow{h\nu} CHCl_3 + 3HCl$$

$$CH_4 + 4Cl_2 \xrightarrow{h\nu} CCl_4 + 4HCl$$

Під час хлорування метану утворюються цінні речовини: $CH_2Cl_2$ — дихлорометан, або хлористий метилен, який використовують як розчинник у лабораторіях, у рідинах для зняття лаку та знежирення поверхонь, під час виготовлення швидкорозчинної кави та екстракту хмелю; $CHCl_3$ — трихлорометан, або хлороформ, є цінним розчинником у виробництві ліків і барвників, від середини XIX століття і донедавна його використовували як наркоз під час хірургічних операцій; $CCl_4$ — тетрахлорометан, який використовують як розчинник для жирів та смол, це одна з небагатьох негорючих органічних речовин, завдяки чому його використовували для гасіння пожеж у військовій та авіаційній техніці.

Гасову лампу було винайдено у Львові працівниками аптеки «Під золотою зіркою» Ігнатієм Лукасевичем та Яном Зегом 1853 року. Того ж року у львівському шпиталі було проведено першу хірургічну операцію за освітлення гасовою лампою. Згодом гасова лампа була представлена на міжнародній виставці в Мюнхені й відзначена спеціальною грамотою.



Пам'ятник винахідникам гасової лампи, м. Львів

### *Лінгвістична задача*

Латиною *parum* означає «мало» або «незначно», а *affinis* — «споріднений». Як, на вашу думку, чому в XIX столітті алкани назвали парафінами?

У гасових лампах

Парафінові свічки

У газових печах

Вазелін та вазелінове масло

Пропан-бутанова суміш для автономного опалення

Рідкі алкани — основа моторного пального

Добування холодоагентів для холодильних пристроїв

Добування речовин для мийних засобів

**Мал. 25.6.** Застосування алканів

## Застосування метану та його гомологів

Насичені вуглеводні — важливі речовини в нашому житті. Великі обсяги добутих вуглеводнів використовують як різноманітне пальне: бензин, гас, дизельне пальне, авіаційний бензин, мазут (його спалюють на теплових електростанціях). Із насичених вуглеводнів шляхом хімічних перетворень добувають багато цінних речовин: синтетичні мийні засоби, розчинники, холодоагенти для холодильників, пластмаси, каучуки тощо (мал. 25.6).

### Ключова ідея

Метан та його гомологи — неполярні та хімічно малоактивні речовини.

### Контрольні запитання

**281.** Опишіть фізичні властивості й застосування метану та його гомологів.

**282.** Як змінюються температури плавлення й кипіння у членів одного гомологічного ряду зі збільшенням числа атомів Карбону в молекулі? Чому?

**283.** Які хімічні властивості характерні для метану та його гомологів? Складіть рівняння реакції повного згоряння метану.

**284.** За яких умов можливе неповне згоряння алканів? Чим це може бути небезпечно?

### Завдання для засвоєння матеріалу

**285.** Які спільні та відмінні фізичні властивості бутану й гексану?

**286.** Як розрізнити дві рідини — гексан і воду — за їхніми фізичними властивостями? Запропонуйте не менше трьох способів.

**287.** Складіть рівняння реакції повного згоряння пропану. Який об'єм кисню необхідний для спалювання пропану об'ємом 5,6 л (н. у.)? Який об'єм вуглекислого газу при цьому утвориться?

**288.** Зразок парафіну масою 1 г повністю спалили в кисні. Обчисліть масу осаду, що виділиться під час пропускання утвореного вуглекислого газу крізь вапняну воду за умови утворення тільки середньої солі. Припустіть, що в парафіні молекули містять в середньому по 24 атоми Карбону.

**289.** Обчисліть масу хлорометану, що можна добути з метану об'ємом 5,6 л (н. у).

**290.** Обчисліть масу продуктів реакцій, що можуть утворитися під час взаємодії метану кількістю 0,15 моль із хлором об'ємом (н. у.): а) 3,36 л; б) 6,72 л; в) 10,08 л; г) 13,44 л.

**291*.** У багатьох оселях в Україні користуються газовою пічкою. Обчисліть, яка частка від теплоти згоряння природного газу витрачається на нагрівання, а яка — розсіюється. Необхідна для обчислення інформація: на середній конфорці газової печі спалюється 0,25 $м^3$ газу за годину, вода масою 1 кг на такій конфорці нагрівається від кімнатної температури (20 °C) до кипіння за 8 хвилин, теплоємність води 4,2 кДж/(кг·°C), під час згоряння природного газу кількістю 1 моль виділяється близько 760 кДж теплоти, молярний об'єм газу за таких умов дорівнює 24 л/моль.

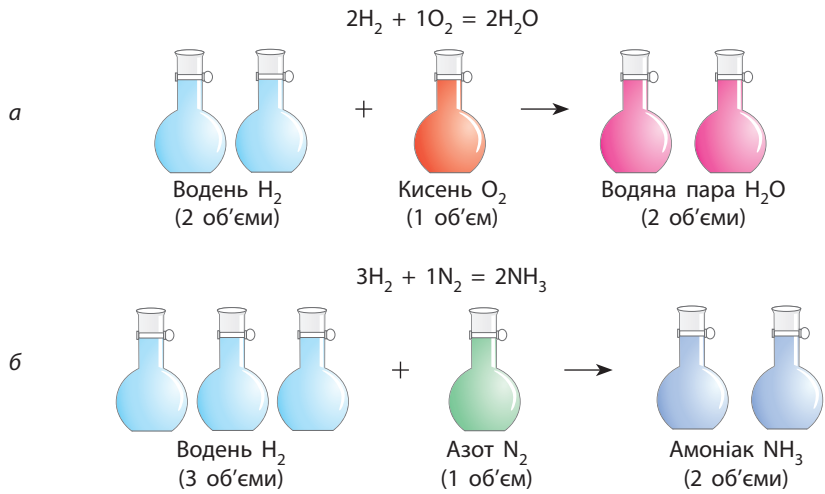
**292*.** Знайдіть у додаткових джерелах інформацію про застосування алканів. Поясніть, якими фізичними або хімічними властивостями алканів зумовлене їх застосування.

## § 26. Співвідношення об'ємів газів у хімічних реакціях

**Пригадайте:** в однакових об'ємах двох газів за однакових умов міститься однакове число молекул (закон Авогадро).

Багато реакцій відбуваються за участі газуватих речовин, зокрема вуглеводнів. Досліджуючи реакцію водню з киснем, французький учений Гей-Люссак виявив, що два об'єми водню завжди реагують з одним об'ємом кисню, утворюючи два об'єми газуватої води (водяної пари). Дослідивши ще кілька реакцій, Гей-Люссак з'ясував, що, коли гази реагують між собою, їхні об'єми завжди співвідносяться один до одного як невеликі цілі числа (мал. 26.1).

Це правило Гей-Люссак опублікував 1808 року, воно отримало назву *закону об'ємних співвідношень*:




**Мал. 26.1.** Співвідношення об'ємів газів, що реагують між собою: *а* — 2 л водню реагують з 1 л кисню, утворюючи 2 л водяної пари; *б* — 3 л водню реагують з 1 л азоту, утворюючи 2 л амоніаку

Об'єми газів, що вступають у реакцію та утворюються внаслідок реакції, співвідносяться як невеликі цілі числа.

Цей закон легко пояснити, ґрунтуючись на законі Авогадро, згідно з яким однакове число молекул газуватої речовини за однакових умов займають однаковий об'єм. Якщо в реакцію утворення газуватої води на кожну молекулу кисню в реакцію вступають дві молекули водню, то й об'єми кисню й водню мають співвідноситися як 1 до 2: з кожним літром кисню в реакцію мають вступити два літри водню.

**Зверніть увагу!** У реакціях з газуватими речовинами об'єми газів співвідносяться як числа, що дорівнюють стехіометричним коефіцієнтам у рівняннях реакцій.

За законом об'ємних співвідношень легко розв'язувати задачі, в яких необхідно обчислити об'єми газуватих речовин.

**Зверніть увагу!** У задачах на визначення об'ємів газів, що вам траплялися раніше, обов'язково було вказано умови вимірювання газів (точніше зазначено, що об'єми виміряно за нормальних умов), тож для розрахунків необхідно було використовувати молярний об'єм газів (22,4 л/моль). Закон Гей-Люссака дозволяє проводити обчислення з об'ємами газів, виміряними за будь-яких умов. Головне, щоб усі об'єми було виміряно за однакових умов.

Французький хімік та фізик. Закінчив Політехнічну школу в Парижі. Від 1809 року професор хімії в Сорбоні, від 1806 року — член Паризької Академії наук, а від 1822 року — її президент. Працював у різних галузях фізики та хімії. Незалежно від Дальтона відкрив закон, що встановлює співвідношення між ступенем розширення газів і температурою. Відкрив закон кратних об'ємів, розробив хімічний метод добування лужних металів. Довів, що хлор та йод — прості речовини. Уперше побудував криві залежності розчинності солей у воді від температури. Спільно із Шеврелем отримав патент на виробництво стеаринових свічок. Винайшов переносний ртутний барометр.

**Жозеф Луї Гей-Люссак** (1778–1850)

**Задача.** Обчисліть об'єм кисню, необхідний для спалювання метану об'ємом 1 л. Який об'єм вуглекислого газу при цьому утвориться?

***Дано***:
$V(CH_4) = 1$ л

$V(O_2)$ — ?
$V(CO_2)$ — ?

***Розв'язання***:
Складемо рівняння реакції:
$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$
Для згоряння однієї молекули метану потрібні дві молекули кисню. Відповідно, й об'єми метану та кисню співвідносяться як 1 : 2. Отже, на згоряння будь-якого об'єму метану витрачається кисню у два рази більше:
$V(O_2) = 2 \cdot V(CH_4) = 2 \cdot 1$ л $= 2$ л.
Коефіцієнти перед метаном і вуглекислим газом у рівнянні реакції однакові, тому їхні об'єми будуть однаковими: скільки метану згорить, саме стільки вуглекислого газу й утвориться.
$V(CO_2) = V(CH_4) = 1$ л.
***Відповідь***: 2 л, 1 л.

## Ключова ідея

Об'єми газів, що вступають у реакцію та утворюються внаслідок реакції, співвідносяться як невеликі цілі числа, що дорівнюють стехіометричним коефіцієнтам у рівняннях реакцій.

## Контрольні запитання

**293.** Сформулюйте закон об'ємних співвідношень.

**294.** Поясніть справедливість закону об'ємних співвідношень, ґрунтуючись на законі Авогадро.

### Завдання для засвоєння матеріалу

**295.** Визначте, у разі згоряння якого газу — метану, етану чи пропану — виділиться більший об'єм вуглекислого газу.

**296.** Запишіть формулу газуватого гомологу метану, під час згоряння якого утворюється вуглекислий газ у чотири рази більшого об'єму, ніж об'єм початкового вуглеводню.

**297.** Порівняйте, в якому випадку утвориться більше вуглекислого газу: під час згоряння метану об'ємом 5 $м^3$ чи масою 5 кг.

**298.** Руйнівна сила вибуху газів залежить від відношення об'ємів газуватих продуктів реакції до об'єму газуватих реагентів. Визначте, в якому випадку руйнівна сила буде більшою: під час вибуху суміші 1 л метану чи 1 л пропану з необхідною кількістю кисню. Для розрахунків уважайте, що в реакції відбувається повне згоряння речовини, а утворена вода є газуватою.

**299.** Обчисліть об'єм кисню, необхідний для повного згоряння суміші, що складається із 40 л метану та 20 л етану.

**300.** Складіть рівняння реакції повного згоряння: а) бутану; б) пентану; в) гептану. Як змінюється об'єм кисню, що необхідний для повного згоряння алканів, зі збільшенням числа атомів Карбону в молекулі?

**301.** У скільки разів під час згоряння метану сумарний об'єм реагентів перевищує сумарний об'єм продуктів? (Об'ємом утвореної води знехтувати.)

**302.** Обчисліть, у скільки разів збільшується об'єм суміші етану з киснем, у якій співвідношення об'ємів газів 2 : 7, у разі повної взаємодії речовин (прийміть, що утворена вода газувата).

**303.** Обчисліть об'єм кисню, необхідний для повного згоряння гідроген сульфіду об'ємом 15 л. Який об'єм сульфур(IV) оксиду при цьому виділяється?

**304.** Обчисліть об'єми етану й кисню, що вступили в реакцію, та об'єм утвореного вуглекислого газу, якщо: а) $V(C_2H_6)$ = 200 мл; б) $V(O_2)$ = 3,5 л; в) $V(CO_2)$ = 800 $м^3$.

**305.** Обчисліть об'єм кисню, необхідний для повного згоряння алкану об'ємом 3 л, відносна густина якого за гелієм дорівнює 18.

**306.** Обчисліть об'єм озону, що можна добути з кисню об'ємом 15 л.

## § 27. Етен і етин — ненасичені вуглеводні

**Пригадайте:** як утворюються кратні ковалентні зв'язки (за § 2).

### Молекулярна і структурна формули етену й етину

Ненасичені вуглеводні — це вуглеводні, у молекулах яких між атомами Карбону є кратні зв'язки — подвійні або потрійні.

Етен (етилен) — ненасичений вуглеводень, перший представник гомологічного ряду алкенів, головна ознака яких — наявність у молекулі одного подвійного зв'язку між атомами Карбону.

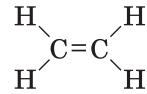
Етин (ацетилен) — ненасичений вуглеводень, перший представник гомологічного ряду алкінів, у молекулах яких обов'язково є один потрійний зв'язок між атомами Карбону.

В обох цих вуглеводнях у молекулах є по два атоми Карбону, про що також можна дізнатися з назви: назви етен і етин походять від назви алкану етану, у молекулі якого є два атоми Карбону.

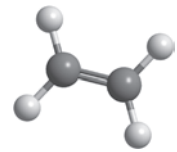
Складемо структурні формули етену й етину. Як і у випадку з алканами, спочатку запишемо карбоновий ланцюг:

| C=C | C≡C |
|---|---|
| етен | етин |

В етені кожний атом Карбону вже утворює по два зв'язки, отже, для сполучення з Гідрогеном лишається також по два зв'язки. В етині кожний атом Карбону утворює по три зв'язки й може приєднати тільки по одному атому Гідрогену. Отже, для етену й етину:

Структурні формули:  H–C≡C–H

Скорочені структурні формули: $CH_2{=}CH_2$ CH≡CH

Моделі молекул: 

Тепер ми можемо порахувати атоми в молекулах і отримуємо молекулярні формули: етен — $C_2H_4$, етин — $C_2H_2$.

Порівняйте структурні й молекулярні формули етену та етину з відповідними формулами етану: в молекулі етену на два атоми Гідрогену менше, ніж у молекулі етану, а в молекулі етину — на чотири атоми менше. З цієї причини атоми Карбону в молекулах етену й етину не повністю насичені атомами Гідрогену, тому етен і етин — це ненасичені вуглеводні.

## Фізичні властивості етену й етину

Фізичні властивості ненасичених вуглеводнів подібні до властивостей насичених вуглеводнів. Етен та етин — за звичайних умов газуваті, безбарвні, погано розчиняються у воді (розчинність етену становить 22,6 мл, а етину — 137 мл у 100 мл води за 0 °C), добре розчиняються в органічних розчинниках, не мають запаху, темпе-

ратура плавлення етену −169,2 °C, етину — −80,8 °C; температура кипіння етену −103,7 °C, етину — −83,8 °C. Технічний етин, що добувають карбідним методом, має специфічний різкий запах.

## Хімічні властивості етену й етину

Як і алкани, етен та етин активно вступають у реакцію горіння з киснем. Етен та етин — дуже вибухонебезпечні речовини. Причому етин на повітрі займається від найменшої іскри (навіть від статичної електрики пальців руки), тому його зазвичай добувають безпосередньо перед використанням. Продуктами горіння цих вуглеводнів, як і у випадку алканів, є вуглекислий газ та вода:

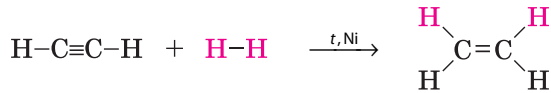
$$C_2H_4 + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 2H_2O$$

$$2C_2H_2 + 5O_2 \rightarrow 4CO_2 + 2H_2O$$

Горіння етину широко використовують у техніці для зварювання й різання металів, оскільки ацетилен — рекордсмен за температурою полум'я. Сконструйовано спеціальні ацетиленові пальники, в яких за правильно дібраного режиму подачі етину й кисню температура полум'я сягає майже 3000 °C (мал. 27.1).

На відміну від алканів ненасичені вуглеводні хімічно дуже активні. Причому завдяки ненасиченості найбільш характерними для них є реакції приєднання, у результаті яких до кожного атома Карбону в разі подвійного або потрійного зв'язку приєднується атом або група атомів.

*Гідрування (гідрогенізація)* — реакція приєднання водню. Етин реагує з воднем під час нагрівання за наявності нікелевого каталізатора з утворенням етену:



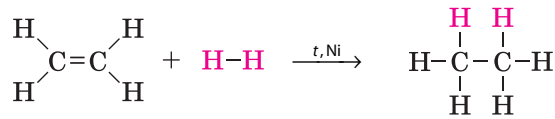

або $C_2H_2 + H_2 \xrightarrow{t,\,Ni} C_2H_4$

*а*

*б*

**Мал. 27.1.** Полум'я ацетиленокисневого пальника (*а*) та балон для добування ацетилену з кальцій карбіду $CaC_2$ перед подачею його в пальник — генератор ацетилену (*б*)

Етен також є ненасиченим вуглеводнем і може сполучатися з воднем за таких самих умов:

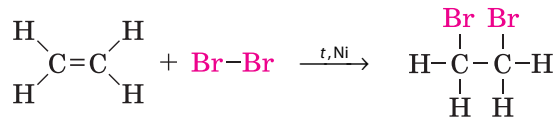


або $C_2H_4 + H_2 \xrightarrow{t, Ni} C_2H_6$

За умови достатньої кількості водню етин може одразу сполучатися з максимальною кількістю водню та перетворюватися на етан:

$$C_2H_2 + 2H_2 \xrightarrow{t, Ni} C_2H_6$$

Якщо алкани з галогенами вступають у реакцію заміщення, то ненасичені вуглеводні з галогенами реагують, як із воднем: вступають у реакцію приєднання. Наприклад:



Для цієї реакції каталізатор не потрібний. Вона відбувається навіть у водному розчині брому. У разі пропускання етену або етину крізь бромну воду (розчин брому у воді) її жовто-коричневе забарвлення зникає. Цю реакцію використовують для якісного виявлення ненасичених сполук.

## Застосування ненасичених вуглеводнів

Етен у чистому вигляді майже не застосовують, із нього добувають інші цінні продукти хімічної промисловості (мал. 27.2). Одна з найцінніших властивостей етену — здатність полімеризуватися, про що буде йтися в наступному параграфі. Завдяки цій властивості з нього добувають різноманітні пластмаси.

Етен має дуже цікаву властивість: він є фітогормоном, що прискорює дозрівання плодів. Зазвичай овочі та фрукти, які потребують тривалого транспортування, наприклад, із країн Африки чи Південної Америки, зривають ще зеленими: якщо їх зірвати спілими, вони швидко зіпсуються. А вже на місці фрукти й овочі поміщають у спеціальну камеру з невеликим умістом етилену (близько 2 мл етилену на 1 л повітря), де протягом 1–2 діб вони дозрівають.

Виробництво пластмас

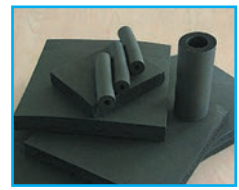
Виготовлення вибухових речовин

Виготовлення антифризів

Для дозрівання овочів та фруктів

Добування технічного етилового спирту

Добування високооктанового палива



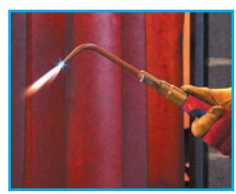
Добування синтетичного каучуку

Добування органічних розчинників

**Мал. 27.2.** Застосування етену

Етин використовують в ацетиленових пальниках для зварювання й різання металів. Він також є сировиною для синтезу цінних речовин і матеріалів (мал. 27.3).

Виробництво лікарських речовин



В ацетиленових пальниках

Добування синтетичного каучуку

Виробництво штучних волокон

Виготовлення лакофарбових матеріалів

Виробництво синтетичних барвників

Добування полівінілхлориду (ПВХ)

Добування запашних речовин для парфумерних засобів

**Мал. 27.3.** Застосування етину

Етилен для стимулювання дозрівання плодів використовували ще в Давньому Єгипті. Єгиптяни спеціально дряпали або трохи м'яли та відбивали фініки, інжир та інші плоди: пошкодження тканин стимулює утворення етилену рослинами й стимулює дозрівання. У Давньому Китаї спеціально спалювали дерев'яні ароматичні палички або ароматичні свічки в закритих приміщеннях з метою стимулювати дозрівання персиків: під час згоряння свічок або деревини виділяється не тільки вуглекислий газ, а й інші проміжні продукти неповного згоряння, зокрема етилен.

## Ключова ідея

Етен та етин подібно до алканів є неполярними речовинами, але, на відміну від алканів, вони набагато хімічно активніші завдяки ненасиченості.

## Контрольні запитання

**307.** Які вуглеводні називають ненасиченими? У чому їхня головна відмінність від насичених вуглеводнів?

**308.** Схарактеризуйте фізичні властивості етену й етину.

**309.** Зобразіть молекулярну й структурну формули етену й етину.

**310.** Складіть рівняння реакцій горіння етену й етину.

**311.** Опишіть застосування етену й етину.

**312.** У чому істотна відмінність хімічних властивостей ненасичених вуглеводнів від насичених? Складіть рівняння реакцій взаємодії етену та етину: а) з воднем; б) з хлором.

## Завдання для засвоєння матеріалу

**313.** Визначте, в якого вуглеводню — етену чи етину — більша густина. Порівняйте їхню густину з густиною повітря.

**314.** Порівняйте об'єми вуглекислого газу, що утвориться в разі повного згоряння однакових об'ємів етану, етену й етину.

**315.** На згоряння однакових об'ємів якого вуглеводню — етану, етену чи етину — витрачається менше кисню?

**316.** Використовуючи інформацію параграфа, обчисліть масову частку етену та етину в їхніх насичених за температури 0 °C розчинах у воді.

**317.** Як змінюється розчинність етену та етину у воді за підвищення температури? Чи спостерігатимуться видимі ознаки під час нагрівання насиченого за певної температури розчину етену? етину?

**318.** Обчисліть об'єм водню (н. у.), з яким взаємодіє: а) етен масою 7 г; б) етин об'ємом 5,6 л (н. у.).

**319.** Обчисліть об'єм етену (н. у.), необхідний для знебарвлення бромної води масою 400 г, в якій масова частка брому становить 2 %.

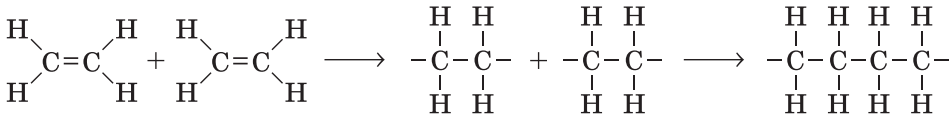
**320.** Обчисліть, як зміниться об'єм суміші етилену з киснем, у якій співвідношення об'ємів газів становить 1 : 3, за умови повної взаємодії речовин та утворення води: а) рідкої; б) газуватої.

## § 28. Поняття про полімери. Поліетилен

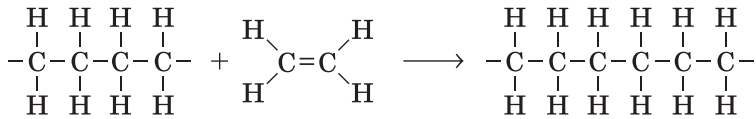
### Реакція полімеризації

Як ви пам'ятаєте з попереднього параграфа, етен — це ненасичений вуглеводень. Завдяки цьому атоми Карбону в його молекулах можуть приєднувати інші атоми. Однією з хімічних реакцій, у яких реалізується така властивість етену, є *реакція полімеризації* (від грец. *polymeres* — той, що складається з багатьох частин).

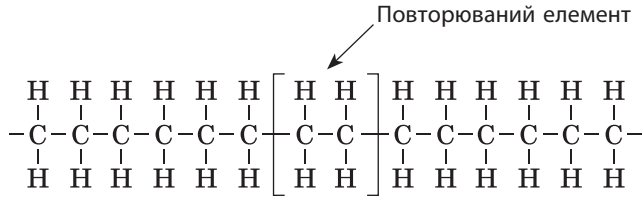
Під дією певних речовин (ініціаторів) подвійний зв'язок у молекулі етену може розриватися й атоми Карбону можуть приєднувати інші атоми, зокрема атоми Карбону іншої молекули етену:

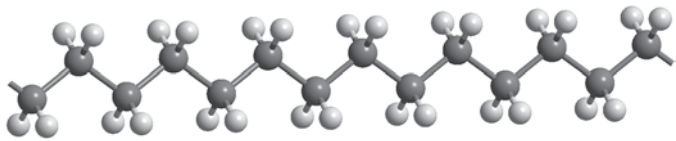


Частинка, що утворилася, також здатна приєднати молекулу етену:

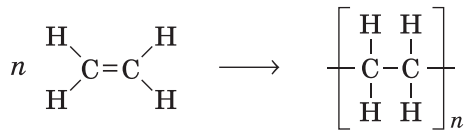


І так може тривати, поки за певних причин приєднання не зупиниться. У результаті реакції утворюються дуже великі молекули, в яких однаковий фрагмент повторюється багато разів:

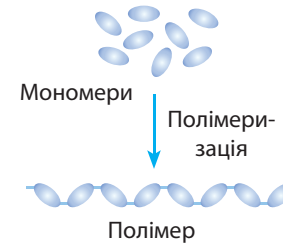


Умовно рівняння реакції полімеризації записують так:



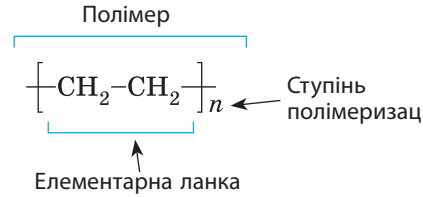
Зміст реакції полімеризації полягає в об'єднанні великої кількості молекул ненасичених вуглеводнів — *мономерів* — один з одним (мал. 28.1). Продукти реакції полімеризації називають *полімерами*, у їхніх молекулах багато разів повторюється фрагмент молекули мономеру.




**Мал. 28.1.** Молекули мономеру об'єднуються в молекулу полімеру

Полімеризація — процес сполучення багатьох молекул низькомолекулярної речовини (мономеру) у молекулу полімеру.

Фрагмент у молекулі полімеру, що повторюється, називають *елементарною ланкою*, число *n* — *ступенем полімеризації*:




Ступінь полімеризації показує число молекул мономеру, що об'єдналися в одну молекулу полімеру. Він може бути від тисячі до сотень тисяч. Оскільки молекули полімерів складаються з великої кількості фрагментів, вони мають дуже великі молекулярні маси. Саме тому інша назва полімерів — *високомолекулярні сполуки*.

У формулах полімерів не зазначено, чим закінчується карбоновий ланцюг. На кінцях молекули полімеру перебувають фрагменти молекул розчинника або ініціатора полімеризації. Ці атоми майже не впливають на властивості полімеру.

Назви полімерів походять від назви мономерів. У нашому випадку в реакцію полімеризації вступив етилен (етен), тому продукт реакції називають поліетиленом:

$$\underset{\text{етилен}}{\overset{\text{Мономер}}{nCH_2{=}CH_2}} \xrightarrow[\text{або ініціатор}]{\text{каталізатор}} \underset{\text{поліетилен}}{\overset{\text{Полімер}}{[-CH_2-CH_2-]_n}}$$

Зверніть увагу, що етилен і поліетилен мають однаковий якісний і кількісний склад: обидва складаються з атомів Карбону й Гідрогену, причому в обох речовинах на один атом Карбону припадає два атоми

Гідрогену. Важливою відмінністю між ними є те, що в молекулі етену існує подвійний зв'язок — це ненасичений вуглеводень, а в поліетилені всі зв'язки одинарні. Фактично поліетилен — це алкан з високою молекулярною масою, тому хімічно він досить інертний. Поліетилен не взаємодіє ані з кислотами, ані з лугами, стійкий до дії окисників. Саме хімічною стійкістю поліетилену пояснюється його широке застосування.

Елементарна ланка поліетилену $–CH_2–CH_2–$ складається з двох однакових груп атомів $–CH_2–$. Чому ж формулу поліетилену не записують у спрощеному вигляді $[–CH_2–]$? Це робити не прийнято, тому що формула полімеру має відображати його зв'язок з початковою речовиною — мономером, у цьому випадку — етиленом $CH_2=CH_2$.

Більшість полімерів (крім деяких біополімерів) відрізняються від низькомолекулярних речовин тим, що не мають визначеної молекулярної маси. У кожному зразку поліетилену всі молекули мають різну довжину й масу, тому, коли говорять про полімери, використовують поняття *середньої молекулярної маси*.

## Фізичні властивості та застосування поліетилену

Найпоширенішим з полімерів є поліетилен. Це малопрозора речовина, що погано проводить теплоту й електричний струм, жирна на дотик і нагадує парафін. Іноді в побуті його неправильно називають целофаном (целофан — це зовсім інший матеріал, що виготовляють із целюлози, він тільки зовні нагадує поліетиленову плівку).

Чисті полімери на практиці зазвичай не використовують. На їхній основі виготовляють різноманітні матеріали, які називають *пластмасами* або *пластиками*. Для їх виготовлення до полімерів додають різні речовини: стабілізатори, пластифікатори, барвники, спінювачі тощо. Із досить невеликого числа полімерів виготовляють величезну кількість різних пластмас.

У більшості полімерів є також і недоліки — термічна нестійкість, горючість і крихкість, але завдяки досягненням науки останнім часом винайдено багато нових полімерних матеріалів. Можливо, що незабаром пластмаси стануть єдиним матеріалом, який людство буде використовувати, зберігаючи тим самим природні матеріали.

У промисловості поліетилен виготовляють у вигляді гранул, що потім піддають термічній обробці (мал. 28.2).

**Мал. 28.2.** Гранули поліетилену

Молекулярна маса поліетилену коливається від 30 тис. до 3 млн залежно від тиску, за якого відбувається реакція полімеризації (табл. 11).

**Таблиця 11. Порівняння різних видів поліетилену**

| Ознака для порівняння | Поліетилен низької густини LDPE (добутий за тиску бл. 2000 атмосфер) | Поліетилен високої густини HDPE (добутий за тиску бл. 40 атмосфер) |
|---|---|---|
| Молекулярна маса | Низька | Висока |
| Температура розм'якшення | Вища за 100 °C | Вища за 120 °C |
| Температура плавлення | Вища за 120 °C | Вища за 125 °C |
| Густина | Близько 0,90 г/см$^3$ | Близько 0,95 г/см$^3$ |
| Характеристика | Досить пластичний, м'який, пакети, виготовлені з нього, не шарудять, глянцеві, воскоподібні | Більш жорсткий, міцніший, стійкіший до високих температур і дії хімікатів, має кращі механічні властивості |
| Застосування | Пакувальні матеріали: плівка для обгортання, контейнери, пакети, що витримують навантаження до 4 кг | Труби великого діаметра, каністри, посудини для розчинників, пакети, що витримують навантаження до 20 кг |

Каністри та посуд для реактивів

З'єднувальні елементи

Харчові контейнери

Плівка для обгортання

Плівка для теплиць

Харчові пакети

Труби

Пакети для сміття

**Мал. 28.3.** Застосування поліетилену

1882 року американський хімік Чарлз Макінтош під час дослідів з натуральним каучуком необережно пролив на халат розчин каучуку в бензині. Через деякий час він помітив, що бризки води стікають по халату, а не просочують його. Халат став водонепроникним. Через рік Макінтош організував виробництво дощових плащів, які назвали його ім'ям — «макінтоші».

## Ключова ідея

Поліетилен — синтетична органічна сполука, що не трапляється в живій природи. Він є основою багатьох цінних матеріалів, які замінили природні матеріали.

## Контрольні запитання

**321.** Які речовини називають полімерами? Які їхні відмінні ознаки від інших матеріалів?

**322.** Що спільного між мономером і елементарною ланкою полімеру? Чим вони відрізняються?

**323.** Дайте визначення поняттям «реакція полімеризації», «мономер», «полімер», «ступінь полімеризації» та «елементарна ланка».

**324.** Схарактеризуйте фізичні властивості поліетилену.

**325.** Назвіть сфери застосування поліетилену.

**326.** Поясніть, чому хімічні властивості поліетилену відрізняються від властивостей етилену.

## Завдання для засвоєння матеріалу

**327.** Визначте спільні й відмінні ознаки між: а) алканами та поліетиленом; б) етеном і поліетиленом.

**328.** З § 2 пригадайте особливості фізичних властивостей аморфних та кристалічних речовин. За фізичними властивостями поліетилену зробіть висновок, до яких речовин він належить: кристалічних чи аморфних.

**329.** Перелічіть сфери застосування поліетилену. Обґрунтуйте, завдяки яким фізичним властивостям поліетилен застосовують саме так і чи є виправданою заміна природних матеріалів на поліетилен.

**330.** Середня відносна молекулярна маса поліетилену, отриманого за низького тиску, дорівнює 280 тис. Скільки молекул етилену витрачається в середньому на утворення однієї молекули полімеру?

**331.** Обчисліть та порівняйте масові частки Карбону й Гідрогену: а) в етені; б) у поліетилені складу $[–CH_2–CH_2–]_{1000}$.

**332*.** У додаткових джерелах знайдіть інформацію про способи добування, хімічні й фізичні властивості та застосування пластмас.

**333*.** Як ви вважаєте, чи може людство повністю відмовитися від використання природних матеріалів на користь пластмас? Поясніть «за» і «проти» такої заміни.

## § 29. Природні джерела вуглеводнів

**Пригадайте:** дистиляція (перегонка) — спосіб розділення суміші летких рідин методом поступового випарювання з подальшою конденсацією.

### Нафта. Перегонка нафти

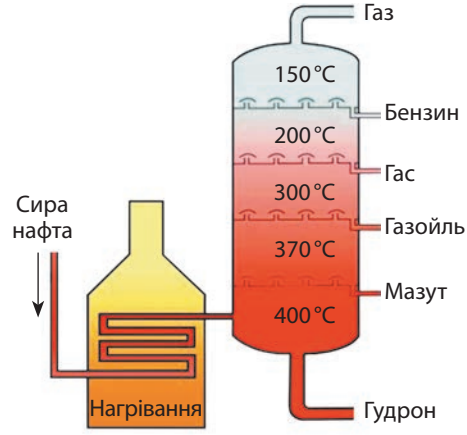
Багато органічних речовин, з якими ви маєте справу в повсякденному житті,— пластмаси, фарби, мийні засоби, ліки, лаки, розчинники — синтезовані з вуглеводнів. У природі є три основних джерела вуглеводнів — нафта, природний газ і кам'яне вугілля.

Нафта — одна з найважливіших корисних копалин. Неможливо уявити сучасне суспільство без нафти й продуктів її переробки. Недарма країни, багаті на нафту, відіграють важливу роль у світовій економіці.

Нафта — це темна масляниста рідина, що залягає в земній корі на різній глибині (мал. 29.1). Вона являє собою однорідну суміш із кількох сотень речовин — переважно насичених вуглеводнів із числом атомів Карбону в молекулі від 1 до 40. Для переробки цієї суміші використовують як фізичні, так і хімічні методи.

Спочатку нафту розділяють на простіші суміші — *фракції* — шляхом *перегонки* (дистиляції або ректифікації), яка ґрунтується на тому, що різні речовини у складі нафти киплять за різних температур (табл. 12). Перегонка відбувається в ректифікаційній колоні за значного нагрівання (мал. 29.2). Фракції з найбільшими температурами кипіння, що за високої температури розкладаються, переганяють за зниженого тиску.

**Мал. 29.1.** Зовнішній вигляд нафти




**Мал. 29.2.** Схема перегонки нафти в ректифікаційній колоні

**Таблиця 12. Фракції перегонки нафти**

| Фракція | Число атомів Карбону в молекулах | Температура кипіння, °C | Застосування |
|---|---|---|---|
| Газова фракція | 1–4 | Менша за 20 | Паливо |
| Бензин | 5–10 | 20–180 | Автомобільне пальне |
| Лігроїн | 6–12 | 160–200 | Паливо, сировина для синтезу |
| Гас | 10–16 | 180–250 | Авіаційний бензин |
| Газойль | 13–25 | 220–350 | Дизельне пальне |
| Важкий газойль (мазут) | 26–30 | 350–430 | Паливо для теплоелектростанцій |
| Важкий мазут | Понад 30 | Під час нагрівання розкладається, переганяють за зниженого тиску | Виробництво асфальту, бітуму, парафіну, мастильних матеріалів, паливо для котелень |

Україна досить багата на запаси нафти. Основні родовища зосереджені в трьох нафтогазоносних регіонах: східний (Сумська, Полтавська, Чернігівська та Харківська обл.), західний (Львівська та Івано-Франківська обл.) та південний (Причорномор'я, шельфи Азовського й Чорного морів). Запаси нафти України оцінюють у близько 2 млрд тонн, але їх значна частка зосереджена на великих глибинах (5–7 км). Річне добування нафти в Україні становить близько 2 млн тонн за потреби в 16 млн тонн, тому, на жаль, Україна поки вимушена імпортувати значні обсяги нафти.

## Хімічна переробка нафтопродуктів

Деякі продукти перегонки нафти можна застосовувати одразу, без подальшої переробки — це бензин і гас, але вони становлять лише 20–30 % нафти. До того ж після перегонки бензин виходить низької якості (з невеликим октановим числом, тобто під час стискання у двигуні він вибухає, а не згоряє). Двигун, що працює на такому пальному, видає характерний стукіт і швидко виходить з ладу. Для підвищення якості бензину і збільшення його виходу нафту піддають хімічній переробці.

**Мал. 29.3.** Модель установки для крекінгу нафти

**Мал. 29.4.** Кременчуцький нафтопереробний завод

Один з найважливіших способів хімічної переробки нафти — *крекінг* (від англ. *to crack* — розщеплювати, ламати, оскільки під час крекінгу відбувається розщеплення карбонових ланцюгів) (мал. 29.3). Під час нагрівання до 500 °C без доступу повітря за наявності спеціальних каталізаторів довгі молекули алканів розщеплюються на дрібніші. Під час крекінгу з насичених вуглеводнів утворюється суміш легших насичених і ненасичених вуглеводнів, наприклад:

$$C_{16}H_{34} \xrightarrow{500\,^{\circ}C,\ кат.} C_8H_{16} + C_8H_{18}$$

Завдяки цьому процесу збільшується вихід бензину й гасу. Такий бензин іноді називають крекінг-бензином.

Однією з характеристик, що визначає якість бензину, є *октанове число*, яке показує можливість детонації (вибуху) паливно-повітряної суміші у двигуні. Чим вище значення октанового числа, тим менша ймовірність детонації, а отже, вища якість бензину.

Гептан непридатний як моторне пальне, він детонує з великою ймовірністю, тоді як ізооктан (2,2,4-триметилпентан) має протилежні властивості — він майже не детонує у двигуні. Ці дві речовини є основою шкали визначення якості бензину — шкали октанових чисел. У цій шкалі гептан отримав значення 0, а ізооктан — 100. Згідно із цією шкалою, бензин з октановим числом 95 має такі самі детонаційні властивості, як і суміш 95 % ізооктану і 5 % гептану.

Октанове число бензину обов'язково вказують на заправних колонках

Переробка нафти відбувається на спеціальних підприємствах — нафтопереробних заводах. Там здійснюють як ректифікацію сирої нафти, так і хімічну переробку отриманих нафтопродуктів. В Україні є шість нафтопереробних заводів: в Одесі, Кременчуці, Херсоні, Лисичанську, Надворнянську та Дрогобичі. Сумарна потужність усіх українських підприємств з переробки нафти перевищує 52 млн тонн на рік.

## Природний газ

Друге за важливістю джерело вуглеводневої сировини — це природний газ, головною складовою якого є метан (93–99 %). Природний газ використовують насамперед як ефективне паливо. Під час його згоряння не утворюється ані зола, ані отруйний чадний газ, тому природний газ уважають екологічно чистим паливом.

Велику кількість природного газу використовує хімічна промисловість. Переробка природного газу зводиться переважно до добування ненасичених вуглеводнів і синтез-газу. Етилен і ацетилен утворюються під час відщеплення водню від нижчих алканів:

$$C_2H_6 \xrightarrow{t,\,кат.} C_2H_4 + H_2$$

Синтез-газ — суміш карбон(II) оксиду й водню — добувають нагріванням метану з водяною парою:

$$CH_4 + H_2O \xrightarrow{t,\,кат.} CO + 3H_2$$

Із цієї суміші, застосовуючи різні каталізатори, синтезують оксигеновмісні сполуки — метиловий спирт, оцтову кислоту тощо.

Під час пропускання над кобальтовим каталізатором синтез-газ перетворюється на суміш алканів, що являє собою синтетичний бензин:

$$nCO + (2n+1)H_2 \rightarrow C_nH_{2n+2} + nH_2O$$

## Кам'яне вугілля

Ще одним джерелом вуглеводнів є кам'яне вугілля. У хімічній промисловості його переробляють шляхом коксування — нагрівання до 1000 °C без доступу повітря (мал. 29.5, с. 170). При цьому утворюються кокс і кам'яновугільна смола, маса якої становить лише кілька відсотків від маси вугілля. Кокс використовують як відновник у металургії (наприклад, для добування заліза з його оксидів).

Кам'яновугільна смола містить кілька сотень органічних сполук, переважно ароматичних вуглеводнів, які виділяють з неї перегонкою.

**Мал. 29.5.** З коксохімічної печі дістають готовий кокс

Кам'яне вугілля також використовують як паливо, однак при цьому виникають значні екологічні проблеми. По-перше, вугілля містить негорючі домішки, які під час згоряння палива перетворюються на шлаки; по-друге, у складі вугілля є невеликі кількості сполук Сульфуру й Нітрогену, під час згоряння яких утворюються оксиди, що забруднюють атмосферу.

Україна за запасами вугілля посідає одне з перших місць. На території, що дорівнює 0,4 % від світової, в Україні зосереджено близько 5 % світових запасів енергетичної сировини, 95 % з яких припадає саме на кам'яне вугілля (близько 54 млрд тонн). 2015 року видобуток вугілля становив 40 млн тонн, що майже вдвічі менше, ніж 2011 року. Сьогодні в Україні є 300 кам'яновугільних шахт, причому 40 % з них добувають коксівне вугілля (те, що можна переробляти на кокс). Видобуток зосереджений переважно в Донецькій, Луганській, Дніпропетровській та Волинській областях.

### *Лінгвістична задача*

Грецькою *pyr* означає «вогонь», а *lysis* — «розкладання». Як ви вважаєте, чому терміни «крекінг» та «піроліз» часто використовують як синоніми?

### Ключова ідея

Основними джерелами вуглеводнів для промисловості є нафта, кам'яне вугілля та природний газ. Для більш ефективного застосування ці природні копалини необхідно піддати переробці для виділення окремих речовин або певних сумішей.

### Контрольні запитання

**334.** Назвіть основні природні джерела вуглеводнів.
**335.** На чому ґрунтується фізичний метод розділення нафти на фракції?
**336.** На які фракції розділяють нафту під час перегонки? Схарактеризуйте їх застосування. Який продукт переробки нафти є найціннішим для сучасного суспільства?
**337.** Чим різняться найважливіші нафтопродукти за хімічним складом?
**338.** Використовуючи інформацію цього та попередніх параграфів, опишіть використання природного газу в хімічній промисловості.
**339.** Які основні продукти добувають коксуванням кам'яного вугілля?
**340.** Чому кам'яне вугілля під час переробки нагрівають без доступу повітря?

**341.** Чому природний газ кращий за кам'яне вугілля як паливо?

**342.** Які речовини та матеріали добувають переробкою кам'яного вугілля та природного газу?

## Завдання для засвоєння матеріалу

**343.** Під час крекінгу вуглеводню $C_{20}H_{42}$ утворюються два продукти з однаковим числом атомів Карбону в молекулах. Складіть рівняння реакції.

**344.** У чому полягає принципова відмінність крекінгу нафти від ректифікації?

**345.** Як ви вважаєте, чому під час прямої перегонки нафти не вдається переробити її на бензин більш ніж 20 %?

**346.** Проаналізуйте мал. 29.2 і опишіть, як відбувається перегонка нафти.

**347.** Складіть рівняння реакцій добування етилену та ацетилену з компонентів природного газу.

**348.** Один з компонентів бензину — це вуглеводень складу $C_8H_{18}$. Складіть рівняння реакції добування його з карбон(II) оксиду й водню.

**349.** Під час повного згоряння бензину у двигунах утворюються вуглекислий газ і вода. Складіть рівняння реакції згоряння бензину, якщо вважати, що він складається з вуглеводню складу $C_8H_{18}$.

**350.** У вихлопних газах автомобілів містяться отруйні речовини: карбон(II) оксид і нітроген(IV) оксид. Поясніть, у результаті яких хімічних реакцій вони утворилися.

**351.** Обчисліть, у скільки разів збільшиться об'єм паливно-повітряної суміші, що складається із 40 мл випарів октану і 3 л повітря, у разі її підпалювання. Під час обчислення вважайте, що в повітрі міститься 20 % кисню (за об'ємом).

**352.** Бензин, що продають у країнах з теплим кліматом, складається з вуглеводнів з більшою молекулярною масою, ніж бензин, що продають у країнах із холодним кліматом. Висловіть припущення, чому нафтопереробники варіюють бензин у такий спосіб.

**353*.** Нафта містить стільки різних цінних органічних речовин, що Д. І. Менделєєв, який певний час досліджував нафту, говорив про неї: «Спалювати нафту в топці — це майже те саме, що топити асигнаціями». Як ви розумієте цей вислів Д. І. Менделєєва? Запропонуйте способи раціонального використання природних джерел вуглеводнів.

**354*.** У додаткових джерелах знайдіть інформацію про матеріали й речовини, сировиною для яких є нафта, природний газ або кам'яне вугілля. Чи можна їх виготовити без використання природних джерел вуглеводнів? Чи можна сучасному людству відмовитися від використання цих матеріалів? Відповідь обґрунтуйте.

**355*.** Використовуючи знання, отримані на уроках географії у 8 та 9 класах, опишіть діючі та перспективні басейни й райони видобутку вугілля, нафти, природного газу в Україні. Чи узгоджують розташування підприємств з переробки цих джерел вуглеводнів з їхніми родовищами.

## § 30. Метиловий та етиловий спирти

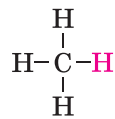
**Пригадайте:** суть водневого зв'язку та його вплив на фізичні властивості речовин (за § 5).

### Поняття про спирти

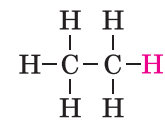
Спирти — це похідні вуглеводнів, у молекулах яких один або кілька атомів Гідрогену заміщені на гідроксильну групу –OH.

Ця гідроксильна група наявна в молекулах усіх спиртів. У назвах спиртів наявність гідроксильної групи –OH позначають суфіксом *-ол-*. Знаючи це, складемо формули й назви найпростіших спиртів:

Алкан:

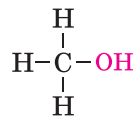


метан

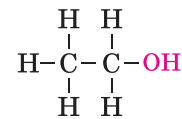


етан

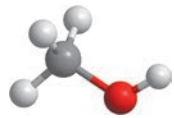
Спирт:

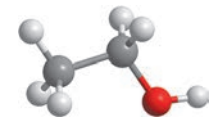


або $CH_3$–OH
метанол (метиловий спирт)



або $CH_3$–$CH_2$–OH ($C_2H_5OH$)
етанол (етиловий спирт)



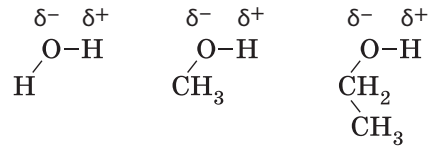


Спирти, що містять одну групу –OH, називають *одноатомними*, а ті, що містять дві або більше,— *багатоатомними*.

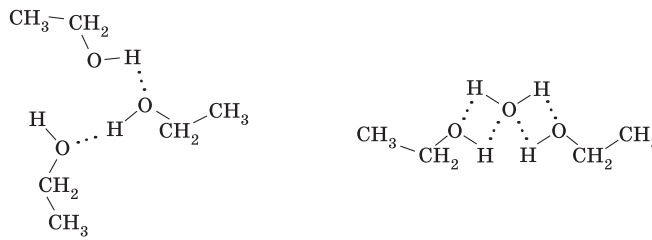
### Фізичні властивості метанолу та етанолу

Метанол та етанол — леткі безбарвні рідини зі специфічним запахом, пекучі на смак. Вони легші за воду (густина метанолу — 0,792 г/см$^3$, а етанолу — 0,789 г/см$^3$), вони легко випаровуються (у метанолу $t_{пл.} = -97{,}6\,°C$, $t_{кип.} = 64{,}7\,°C$, а в етанолу $t_{пл.} = -114{,}2\,°C$, $t_{кип.} = 78{,}4\,°C$). Ці спирти необмежено розчиняються у воді, а також добре змішуються з іншими органічними речовинами (бензеном, хлороформом, ацетоном тощо).

За складом та будовою спирти подібні до води, їх можна назвати похідними води, в яких один атом Гідрогену замінений органічним замісником:




Це зумовлює можливість утворення водневого зв'язку як між молекулами спиртів, так і між молекулами спиртів та молекулами води:



Завдяки такій властивості температура кипіння етанолу набагато вища за температуру кипіння відповідного йому алкану (етану). Також, на відміну від алканів, етанол добре змішується з водою.

## Хімічні властивості спиртів. Горіння етанолу

Етанол, як і більшість інших одноатомних спиртів, є вибухо- і пожежонебезпечною речовиною завдяки його леткості та здатності легко займатися. Через цю властивість етанол відносять до групи легкозаймистих рідин (ЛЗР).

Етанол горить на повітрі ледь помітним синім полум'ям (мал. 30.1). Продуктами реакції є вуглекислий газ і вода:

$$C_2H_5OH + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O$$

Саме етиловий спирт використовують у спиртівках у шкільних лабораторіях.

**Мал. 30.1.** Горіння етанолу (полум'я добре помітне тільки в затіненій кімнаті)

## Застосування етанолу

Етанол — найпоширеніший спирт у природі, він також набув найбільшого застосування в побуті й техніці серед усіх спиртів. Етанол є важливим промисловим

продуктом: у світі виробляють близько 700 млрд літрів, а в Україні на заводах концерну «Укрспирт» — близько 300 млн літрів спирту щорічно. У побуті етанол зазвичай називають просто спиртом або медичним спиртом.

Спирт, який хіміки називають «чистий спирт», насправді містить 95,4 % етанолу і 4,4 % води. Абсолютно чистий спирт, без домішок води (його називають «абсолютний етанол») добути дуже складно. У лабораторії для абсолютизації спирту його кип'ятять із кальцій оксидом, який хімічно сполучається з водою й утворює кальцій гідроксид. Але під час зберігання на повітрі абсолютний етанол дуже швидко поглинає воду з повітря до вмісту її 4,4 %.

Спирт, призначений для використання в техніці, містить невеликі домішки метанолу та бензену. Цю суміш називають «спирт-денатурат».

Метанол утворюється під час нагрівання деревини без доступу повітря, тому його також називають деревним спиртом. Метанол — досить хімічно активна речовина, тому його використовують для органічного синтезу та як розчинник. З метилового спирту в промисловості добувають формальдегід, потрібний для виробництва пластмас і фенолоформальдегідних смол. У майбутньому дедалі зростатиме значення метилового спирту для добування різноманітних речовин, потрібних людству. За розмаїттям застосування він перевершує етиловий спирт, і в майбутньому він може замінити насичені вуглеводні та нафту в органічному синтезі.

- Слова «етан», «етер» та «етанол» походять від грецького *aitherios* — «той, що високо здіймається у повітря, небесний». Цим словом філософи Давньої Греції називали субстанцію, що пронизує весь космос. Коли вперше з винного спирту добули рідину, що легко випаровується (летить до небес), її назвали «духом етеру», а потім просто етером (сьогодні його називають діетиловим, або медичним етером). Пізніше виявилося, що цей етер містить групу з двох атомів Карбону, яку назвали етилом. Тому й винний спирт назвали етиловим, а відповідний йому алкан — етаном.
- Групова назва спиртів «алкоголі» походить від арабського *al-kohol* — «порошок, пудра, пил». Від найменшого подуву пил здіймається в повітря так само, як і винні випари під час нагрівання. А слово «спирт» походить від латинського *spiritus* — «подув, дух, душа». Отже, «винний спирт» (*spiritus vini*) означає «дух вина». Алхіміки спиртами називали всі леткі речовини (соляний, нашатирний спирт тощо).
- У побуті часто можна почути вираз «сухий спирт», і дехто вважає, що це етиловий спирт певним чином переведений у твердий стан. Насправді вираз «сухий спирт» є неправильним, і якщо уважно прочитати етикетку, на ній написано «сухе пальне». До того ж і речовина, яку використовують для виготовлення сухого пального, взагалі відношення до спиртів не має.

## Застосування етанолу

*У* **побуті** чистий етанол зазвичай не застосовують. Здебільшого ми маємо справу зі спиртовмісними засобами: рідинами для миття вікон, склоочисними рідинами й антифризами для автомобілів, лосьйонами, парфумами тощо. Етанол міститься у складі деяких зубних паст, шампунів, засобів для душу.

*У* **медицині** використовують великі обсяги спирту. Як у чистому вигляді для дезінфекції, так і у складі деяких розчинів: йодної настоянки (розчин йоду у спирті), брильянтового зеленого (зеленка), борного, мурашиного та саліцилового спиртів (розчини боратної, мурашиної та саліцилової кислот відповідно) тощо.

**Фармацевтична промисловість** випускає багато лікарських препаратів на основі розчинів етанолу: це настоянки лікарських рослин (глоду, календули, валеріани тощо), лікарські препарати (корвалол, валокордин тощо), бальзами тощо.

*У* **хімічних лабораторіях** етанол є важливим розчинником, що використовують для дослідів та проведення органічного синтезу.

**Хімічна промисловість** використовує великі обсяги етанолу як розчинника, особливо в лакофарбовій галузі, а також для синтезу речовин: бутадієну для добування синтетичного каучуку, медичного етеру, фруктових есенцій для харчової промисловості, оцтової кислоти, етилену, хлороформу тощо.

Етанол як **пальне** почали використовувати ще в XIX ст. Сьогодні автовиробники поступово переходять на виробництво «спиртових» автомобілів, оскільки вони екологічно значно чистіші. Для цього розробляють технології добування етанолу з дешевої рослинної сировини — біоетанолу. Сьогодні до бензину додають 5–10 % спирту.

Спирт — ефективний **антисептик**, тобто він убиває бактерії. Це дає змогу тривалий час зберігати різні анатомічні та зоологічні препарати в музеях і шкільних кабінетах біології. В Європі в анатомічних музеях є препарати, що зберігаються в спирті кілька сотень років.

## Ключова ідея

Заміна атома Гідрогену у вуглеводнях на гідроксильну групу призводить до суттєвих змін у фізичних та хімічних властивостях.

## Контрольні запитання

**356.** Які речовини відносять до класу спиртів?
**357.** Яка група атомів наявна в молекулах спиртів?
**358.** Як пов'язана назва спирту з назвою відповідного алкану?
**359.** Схарактеризуйте фізичні властивості етанолу. Поясніть вплив на них водневого зв'язку.
**360.** Запишіть рівняння реакції горіння етанолу.
**361.** Опишіть застосування етанолу. На яких властивостях воно ґрунтується?

## Завдання для засвоєння матеріалу

**362.** Використовуючи структурні формули, доведіть, що метанол та етанол — насичені спирти.
**363.** Які фізичні властивості етанолу свідчать про його молекулярну будову?
**364.** Розчини спиртів у воді не проводять електричний струм, тоді як розчини лугів, що також містять гідроксильну групу, проводять. Чим це можна пояснити?
**365.** Етиловий спирт використовують для виготовлення парфумів. На якій властивості етанолу ґрунтується таке його застосування?
**366.** Використовуючи значення електронегативностей, порівняйте полярність зв'язків C–H, C–O і O–H. Молекули яких речовин — спиртів чи вуглеводнів — більш полярні? Як це позначається на фізичних властивостях цих речовин?
**367.** Під час згоряння етанолу кількістю речовини 1 моль виділяється 1408 кДж теплоти. Складіть термохімічне рівняння цієї реакції.
**368.** На етикетці лікарського препарату написано: «Склад: фенобарбітал 20 г, ізобутиловий ефір валеріанової кислоти 40 г, спирт етиловий 480 г, вода 520 г». Обчисліть масову частку етанолу в цьому препараті.
**369.** Обчисліть масу етанолу, для згоряння якого вистачить кисню об'ємом 6,72 л (н. у.).
**370.** Обчисліть об'єм кисню, необхідного для згоряння випарів етанолу об'ємом 3 л. Який об'єм вуглекислого газу при цьому утвориться?
**371.** Спалили етиловий спирт масою 11,5 г. Вуглекислий газ, що утворився, пропустили крізь вапняну воду в склянці. Обчисліть масу утвореного осаду, якщо утворилася тільки середня сіль.
**372*.** У додаткових джерелах знайдіть інформацію про добування та використання етанолу. У чому полягає відмінність біоетанолу від звичайного етанолу? Чому використання біоетанолу краще порівняно з традиційними видами палива?

## § 31. Отруйність метанолу та етанолу

### Отруйність метанолу

Усі одноатомні спирти — отруйні речовини. Помічено, що зі збільшенням числа атомів Карбону в молекулі токсичність спиртів збільшується. Утім, хоча в молекулі метанолу число атомів Карбону найменше, він є найотруйнішим серед спиртів. Уживання лише 25 мл метанолу може призвести до смерті людини, а менша кількість спричиняє ураження зорового нерва та, як наслідок, сліпоту.

Це пояснюється тим, що, потрапляючи в організм людини, метанол (як і будь-яка отрута) окиснюється в печінці до формальдегіду. Більшість отруйних речовини у разі окиснення стають безпечними, але токсичність формальдегіду набагато вища за будь-який спирт. Потрапляючи в мозок, він насамперед уражає нервову тканину. Це приводить до розвитку сліпоти, а згодом, і смерті.

Небезпека також полягає в тому, що за запахом метанол та етанол майже не відрізняються, і в деяких випадках їх можна сплутати і випити метанол. Першим симптомом отруєння метанолом є погіршення зору. Необхідно промити шлунок, випити етанол (він є протиотрутою) та якомога швидше звернутися по медичну допомогу.

### Згубна дія етанолу на організм людини

Етанол у природі утворюється під час спиртового бродіння глюкози за наявності грибів — дріжджів. Саме завдяки цьому процесу людство вперше відкрило алкоголь та алкогольні напої (алкоголі — це англомовна назва спиртів).

Етанол — головний компонент алкогольних напоїв, саме він є причиною небезпечних наслідків їх уживання. У різних сортах пива міститься від 4 до 9 % етанолу, у вині — від 10 до 13 %, у міцних спиртних напоях — 40 % і більше. Смак алкогольних напоїв залежить не від концентрації етанолу, а від наявності домішок.

Етанол, як і всі спирти, є отруйною речовиною. Уживання великої кількості етанолу або алкогольних напоїв може призвести до гострого алкогольного отруєння. Залежно від дози та концентрації етанол виявляє наркотичну (або токсичну) дію. Під наркотичною (токсичною) дозою розуміють мінімальну дозу, за якої виникають симптоми отруєння. Під час наркотичного алкогольного отруєння виникає ступор, знеболення, пригнічується діяльності центральної нервової системи. Наркотична доза етанолу становить 1–4 г на 1 кг

маси тіла. Як і будь-яку отруту, організм намагається знешкодити етанол, але під час цього етанол перетворюється на ацетальдегід, який виявляє набагато сильнішу токсичну дію й пошкоджує ДНК. Велика кількість випитого алкоголю може спричинити смерть (смертельна разова доза становить 4–12 г спирту на 1 кг маси тіла).

Постійне вживання алкогольних напоїв призводить до тяжкого захворювання — алкоголізму, що є причиною соціальної деградації особистості й ураження внутрішніх органів: цирозу печінки, виразки шлунка тощо.

Найбільш вразливим до дії алкоголю є організм підлітків, оскільки у віці 12–17 років закінчують формуватися основні органи, і вживання алкоголю (у тому числі вина й пива) може спричинити патології шлунка, печінки, мозку тощо, що впливає на ріст і загальний розвиток, знижує опірність інфекціям. Особливо вразливою до дії алкоголю є статева система підлітків, порушення нормального розвитку якої в цьому віці може спричинити серйозні патології й навіть безпліддя. У підлітковому віці активно розвивається психіка, і навіть одноразовий прийом алкоголю порушує її нормальний розвиток: збільшується агресивність, погіршується пам'ять і здатність виконувати елементарні арифметичні дії, втрачається здатність викласти прочитане своїми словами. Алкоголь пригнічує процеси гальмування нервової системи, тому людина втрачає контроль над поведінкою, знижується її критичне ставлення до себе. Перебуваючи під дією алкоголю, людина здатна на вчинки, наслідки яких можуть бути жахливими.

Токсична дія алкоголю на організм підлітка в декілька разів сильніша, ніж на дорослий організм, завдяки більш інтенсивному обміну речовин. За концентрації алкоголю в крові 0,5–0,6 % (відповідає 0,5 л горілки) у підлітка може настати смерть.

Пам'ятайте, що алкоголь є реальною небезпекою для вашого здоров'я й майбутнього в цілому!

Етиловий спирт — наркотична речовина, тобто виявляє певну знеболюючу дію. Завдяки цьому в часи Другої світової війни його використовували як наркоз під час хірургічних операцій. Однак етиловий спирт є дуже небезпечним. Як у будь-якої наркотичної речовини, в нього є як знеболююча, так і смертельна доза, причому для етанолу різниця між цими дозами дуже незначна: якщо пацієнт вип'є трохи менше, буде боляче, а якщо трохи більше — він помре.

## Ключова ідея

Етиловий спирт виявляє дуже сильну наркотичну й токсичну дію на організм людини і спричиняє ураження багатьох органів і систем. Особливо небезпечний алкоголь у підлітковому віці.

### Контрольні запитання

**373.** Схарактеризуйте згубну дію алкоголю на організм людини.
**374.** У чому особливість дії алкоголю на організм підлітків?

### Завдання для засвоєння матеріалу

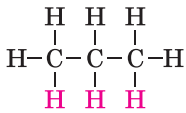
**375*.** У додаткових джерелах знайдіть інформацію про особливості фізіологічної дії алкоголю на організм: а) дітей; б) підлітків; в) жінок; г) вагітних жінок; д) людський організм під час внутрішньоутробного розвитку.
**376*.** У додаткових джерелах знайдіть інформацію й опишіть соціальні наслідки надмірного вживання алкогольних напоїв.
**377*.** Проведіть соціологічне опитування серед однолітків щодо їхнього ставлення до алкогольних напоїв.

## § 32. Гліцерол

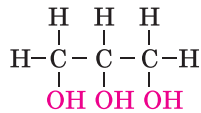
**Пригадайте:** які реакції називають якісними і для чого їх використовують (за § 13).

### Формула гліцеролу

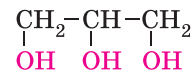
У природі трапляються спирти, молекули яких містять більше однієї гідроксильної групи –OH. У назвах таких спиртів наявність груп –OH також позначають суфіксом *-ол-*, але частіше для них використовують традиційні назви. Найпоширеніший у природі такий спирт — гліцерол (або гліцерин). Це найпростіший трьохатомний спирт, молекули якого містять три гідроксильні групи. За хімічною номенклатурою він називається пропантриол:



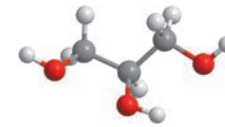
пропан



або



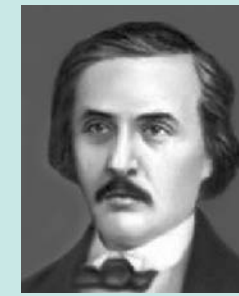
пропантриол, або гліцерол



Зверніть увагу, що в молекулі гліцеролу гідроксильні групи сполучені з різними атомами Карбону. Дві гідроксильні групи не можуть бути приєднаними до одного атома Карбону — такі речовини нестабільні й розкладаються під час утворення.

Разом із метанолом та етанолом, гліцерол є одним із перших спиртів, що активно вивчалися хіміками. Вони виявляють досить високу хімічну активність, завдяки чому було відкрито багато закономірностей, над чим працювали О. П. Ельтеков, О. М. Зайцев, В. В. Марковніков тощо.

Видатний український хімік-органік. 1868 року закінчив Харківський університет, у якому працював до кінця життя. Основні роботи присвячені визначенню будови й вивченню перетворень вуглеводнів та їх оксигеновмісних похідних (спиртів та етерів). Дійшов висновку щодо нестійкості деяких ненасичених спиртів та, ґрунтуючись на цьому, сформулював правило, яке сьогодні називають його ім'ям — правило Ельтекова (через кілька років того ж висновку дійшов Ерленмейер, тому це правило також називають правилом Ельтекова-Ерленмейера). Розробив метод визначення будови ненасичених сполук, метод синтезу вищих вуглеводнів, який сьогодні є основою синтезу деяких видів моторного пального.



**Олександр Павлович Ельтеков**
(1846–1894)

Молекулярна формула гліцеролу $C_3H_8O_3$, але її зазвичай не використовують, оскільки вона не відображає хімічної суті речовини. Іноді молекулярну формулу гліцеролу записують так: $C_3H_5(OH)_3$.

## Фізичні властивості гліцеролу

Гліцерол — безбарвна сиропоподібна, дуже в'язка рідина (серед усіх відомих рідин у гліцеролу в'язкість найбільша), не отруйна. Температура плавлення 17,8 °C, температура кипіння 290 °C. Гліцерол нелеткий, важчий за воду (густина 1,26 г/мл), необмежено розчинний у воді (змішується в будь-яких співвідношеннях). Гліцерол дуже гігроскопічний (поглинає водяну пару з повітря), солодкий на смак, за що отримав свою назву (від грец. *glykos* — солодкий).

Подібно до одноатомних спиртів молекули гліцеролу також утворюють водневі зв'язки, але кожна молекула гліцеролу може утворити по дев'ять таких зв'язків, що позначається на його фізичних властивостях: надзвичайна в'язкість, необмежена розчинність. Температура кипіння гліцеролу така висока, що вона лежить на межі можливості існування органічних сполук: за такої температури органічні речовини розкладаються, і гліцерол — не виняток, під час сильного нагрівання він починає диміти й виділяти отруйні продукти розкладання.

## Хімічні властивості гліцеролу

***Горіння.*** Як і більшість органічних речовин, гліцерол горить на повітрі. Але завдяки значній кількості водневих зв'язків між молекулами гліцерол нелеткий, і для горіння рідина має спочатку

випаритися. Тому гліцерол горить після певного підігріву:

$$2C_3H_8O_3 + 7O_2 \rightarrow 6CO_2 + 8H_2O$$

***Якісна реакція на гліцерол.*** Відрізнити гліцерол, як і інші багатоатомні спирти, від одноатомних можна за допомогою якісної реакції. Якісною реакцією на гліцерол є його взаємодія зі свіжоосадженим (щойно добутим) купрум(II) гідроксидом. Атоми Купруму заміщають атоми Гідрогену в гідроксильних групах. У результаті реакції в разі додавання до блакитного осаду купрум(II) гідроксиду розчину гліцеролу утворюється прозорий темно-синій розчин сполуки Купруму з гліцеролом (мал. 32.1).

**Мал. 32.1.** Свіжоосаджений купрум(II) гідроксид (ліворуч) та після додавання гліцеролу (праворуч)

Спрощено формулу утвореної сполуки можна записати так:

$$C_3H_8O_3 + Cu(OH)_2 \rightarrow \text{сполука темно-синього кольору}$$

Аналогічно купрум(II) гідроксид взаємодіє і з іншими багатоатомними спиртами.

Під час вивчення властивостей щойно відкритого гліцеролу Карл Шеєле вирішив подіяти на нього концентрованою сульфатною кислотою. Під час реакції кімнатою почав поширюватися різкий запах, від якого у вченого сталася рясна сльозотеча. Так було отримано акролеїн (у перекладі з грецької «гостра олія»). Акролеїн також зумовлює запах підгорілого жиру в загасаючих сальних свічках.

## Застосування гліцеролу

Застосування гліцеролу насамперед ґрунтується на його гігроскопічності. Завдяки їй він пом'якшує шкіру, що використовують у шкіряному виробництві та для виготовлення косметичних препаратів. Гліцерол додають до кондитерських виробів, щоб вони довше не черствіли, та до газованих напоїв як підсолоджувач. Через в'язкість та низьку температуру плавлення гліцерол використовують для приготування гальмівних рідин та антифризів. Із гліцеролу добувають тринітрогліцерол, що є основою вибухівки та медичного препарату для лікування серцевих захворювань.

Виготовлення прозорих свічок

Добування динаміту

У шкіряному виробництві

Виготовлення кремів і мазей

У кондитерських виробах (харчова домішка Е422)

Кріоконсервування живих тканин

Лікарський засіб у разі серцевих захворювань

Виготовлення гальмівних рідин та антифризів

**Мал. 32.2.** Застосування гліцеролу

## ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 11

### Взаємодія гліцеролу з купрум(II) гідроксидом

*Обладнання:* штатив із пробірками, пробіркотримач, пальник.
*Реактиви:* розчини гліцеролу, $CuSO_4$, NaOH (або KOH).

**Правила безпеки:**

- для дослідів використовуйте невеликі кількості реактивів;
- під час нагрівання не торкайтеся руками гарячих предметів;
- остерігайтеся потрапляння реактивів на шкіру, в очі, на одяг; у разі потрапляння їдкої речовини змийте її великою кількістю води та протріть ушкоджене місце розведеним розчином боратної кислоти.

**1.** Добудьте купрум(II) гідроксид: у пробірку налийте розчину лугу об'ємом 1–2 мл та додайте кілька крапель розчину купрум(II) сульфату.

**2.** До осаду, що утворився, додавайте краплинами розчин гліцеролу до розчинення осаду купрум(II) гідроксиду. Перемішайте суміш. Що відбувається? В який колір забарвлюється розчин?

**3.** Отриманий розчин обережно нагрійте в полум'ї пальника. Що відбувається? Сформулюйте ознаку якісної реакції на багатоатомні спирти.

## Ключова ідея

Збільшення числа гідроксильних груп у молекулі добре ілюструє закон переходу кількісних змін у якісні: принципово властивості не змінюються, але ті, що є, виявляються по-іншому.

## Контрольні запитання

**378.** За якою ознакою сполуки відносять до багатоатомних спиртів?

**379.** Схарактеризуйте фізичні властивості гліцеролу. Чим вони відрізняються від властивостей одноатомних спиртів? Чим це зумовлено?

**380.** Наведіть молекулярну формулу гліцеролу. Похідним яких вуглеводнів він є?

**381.** Чим подібне і чим відрізняється горіння гліцеролу від горіння етанолу? Складіть відповідні рівняння реакцій.

**382.** Опишіть застосування гліцеролу. На яких властивостях ґрунтується його застосування в різних галузях промисловості?

## Завдання для засвоєння матеріалу

**383.** Доведіть, що гліцерол — це насичена сполука.

**384.** Порівняйте фізичні властивості етанолу й гліцеролу. Поясніть, як впливають водневі зв'язки на подібність та відмінність їхніх властивостей.

**385.** У двох пробірках містяться дві рідини — етанол і гліцерол. Як можна їх розрізнити? Складіть план проведення досліду.

**386.** Порівняйте об'єми кисню, необхідні для спалювання етанолу й гліцеролу масою по 1 г. В якому випадку кисню витратиться більше?

**387.** Для приготування зволожуючого розчину рекомендують змішати одну чайну ложку гліцеролу з трьома столовими ложками води. Обчисліть масову частку гліцеролу в такому розчині, якщо в чайну ложку вміщується близько 5 мл рідини, у столову — 15 мл. Інші необхідні дані знайдіть у тексті параграфа.

**388.** Косметичні препарати для зволоження шкіри на основі гліцеролу рекомендують застосовувати за вологості повітря більшій за 65 %, оскільки за меншої вологості такі препарати, навпаки, висушують шкіру. Поясніть цей факт.

**389*.** У додаткових джерелах знайдіть інформацію про склад та галузі застосування антифризів. На яких властивостях гліцеролу ґрунтується його використання у таких сумішах?

## § 33. Карбонові кислоти. Етанова кислота

**Пригадайте:**

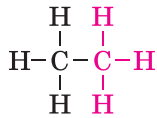
- кислоти в розчині дисоціюють з утворенням йонів Гідрогену;
- основність кислоти — це число атомів Гідрогену, здатних заміщуватися атомом металічного елемента.

### Поняття про карбонові кислоти

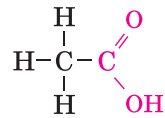
Більшість органічних кислот становлять клас карбонових кислот.

Карбоновими кислотами називають похідні вуглеводнів, у молекулах яких міститься карбоксильна група $-C\begin{matrix}O\\OH\end{matrix}$, або скорочено –COOH.

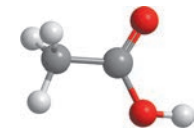
Ця карбоксильна група наявна в молекулах усіх карбонових кислот. Належність сполуки до карбонових кислот у назві позначають закінченням *-ова кислота*, наприклад:



етан



або $CH_3-C\begin{matrix}O\\OH\end{matrix}$

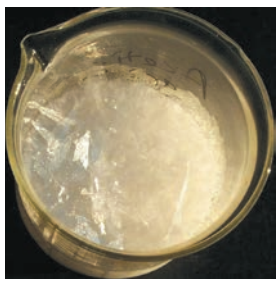


етанова кислота

У молекулі кислоти, формула якої наведена, містяться два атоми Карбону, отже, назва кислоти походить від назви етану — етанова кислота. Більшість карбонових кислот мають традиційні назви, наприклад, назва етанової кислоти — оцтова.

Молекулярна формула етанової кислоти $CH_3$–COOH. За таким принципом можна скласти формули майже будь-якої карбонової кислоти.

### Фізичні властивості етанової кислоти



**Мал. 33.1.** Крижана оцтова кислота

Етанова (оцтова) кислота — безбарвна летка рідина з характерним різким запахом, гігроскопічна, необмежено розчинна у воді, трохи важча за воду (густина 1,05 г/мл). Чисту (безводну) етанову кислоту ще називають крижаною завдяки тому, що її температура плавлення 16,8 °C, а у твердому стані вона нагадує лід (мал. 33.1). Кипить етанова кислота за температури 118 °C. Як і спирти, молекули етанової кислоти утворюють водневі зв'язки між молекулами кислоти, а також і з молекулами води, що позначається на фізичних властивостях кислоти.

Із чистою етановою кислотою слід поводитися обережно. Вона дуже летка, а її випари подразнюють слизові оболонки дихальних шляхів і спричиняють задуху. Не тільки чиста кислота, але і її концентрований розчин (оцтова есенція, $w$ = 70 %) спричиняє значні хімічні опіки шкіри. Потрапляння її всередину організму призводить до тяжких наслідків: опіків слизових оболонок рота, стравоходу та шлунка, порушення зсідання крові, шлунково-кишкової кровотечі тощо. Смертельна доза етанової кислоти становить 20 мл (у перерахунку на чисту кислоту).

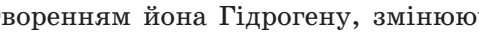
## Хімічні властивості етанової кислоти

Чиста етанова кислота є легкозаймистою рідиною й дуже легко спалахує. Вона горить ледь помітним блакитним полум'ям з утворенням вуглекислого газу й води:

$$CH_3COOH + 2O_2 \rightarrow 2CO_2 + 2H_2O$$

Розведені розчини етанової кислоти (столовий оцет) не горять.

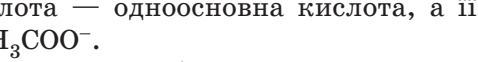
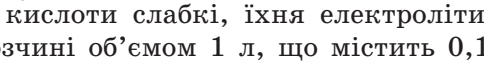
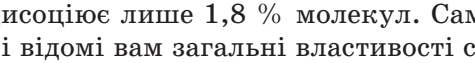
Етанова кислота виявляє кислотні властивості й у водному розчині дисоціює з утворенням йона Гідрогену, змінюючи забарвлення індикаторів, як уже відомі вам неорганічні кислоти:



$$CH_3{-}COOH \rightleftarrows CH_3{-}COO^- + H^+$$

Зверніть увагу, що під час дисоціації карбонових кислот може відщеплюватися тільки той атом Гідрогену, що міститься у складі карбоксильної групи, тому, незважаючи на те що в молекулі етанової кислоти чотири атоми Гідрогену, відщеплюватися під час дисоціації і заміщуватися на йони металічних елементів може тільки один. Отже, етанова кислота — одноосновна кислота, а її кислотний залишок — аніон $CH_3COO^-$.

Усі карбонові кислоти слабкі, їхня електролітична дисоціація є оборотною. У розчині об'ємом 1 л, що містить 0,1 моль етанової кислоти, на йони дисоціює лише 1,8 % молекул. Саме тому етанова кислота виявляє всі відомі вам загальні властивості слабких кислот: реагує з активними металами, осно́вними оксидами, лугами й солями слабкіших кислот:

- з металами: 
$$2CH_3COOH + Zn \rightarrow Zn(CH_3COO)_2 + H_2\uparrow$$
- з осно́вними оксидами: 
$$2CH_3COOH + MgO \rightarrow Mg(CH_3COO)_2 + H_2O$$
- з основами: 
$$CH_3COOH + NaOH \rightarrow CH_3COONa + H_2O$$
- із солями:
$$2CH_3COOH + Na_2CO_3 \rightarrow 2CH_3COONa + H_2O + CO_2\uparrow$$

Яблучна кислота (яблука, кавуни, горобина, малина, барбарис)

Мурашина кислота (залози мурах та бджіл, кропива, хвоя, жалкі медузи)

Лимонна кислота (хвоя, цитрусові, китайський лимонник)

Щавлева кислота (щавель, помідори, карамболь, ревінь)

Молочна кислота (кисломолочні продукти, накопичується в м'язах під час навантаження)

Винна кислота (виноградний сік, вино, кислий сік багатьох фруктів)

**Мал. 33.2.** Найвідоміші карбонові кислоти

Зверніть увагу, що формули солей етанової кислоти з одновалентними металічними елементами записують трохи незвично: символ металічного елемента записують замість символу Гідрогену, який він замістив ($CH_3COONa$, $CH_3COOK$, $CH_3COOLi$). Солі етанової кислоти називають *етаноатами*, або ацетатами: $CH_3COONa$ — натрій етаноат (натрій ацетат).

## Поширеність органічних кислот

Карбонові кислоти дуже поширені в природі. Вони містяться у складі багатьох овочів, фруктів та інших харчових продуктів. Назви деяких кислот указують на ті продукти, з яких вони були вперше виділені (мал. 33.2).

## Застосування етанової кислоти

Етанова кислота — найвідоміша з органічних кислот. Її запах знайомий кожному, хто хоч раз використовував столовий оцет (6%-й або 9%-й водний розчин оцтової кислоти). Концентрований розчин етанової кислоти (70–80%) називають оцтовою есенцією. Ця кислота утворюється під час скисання вина і яблучного соку. Етанову кислоту також широко застосовують у різних галузях промисловості (мал. 33.3).

Виготовлення кіноплівки

Виробництво ацетатного волокна

Синтез фруктових есенцій

Видалення вапняного накипу

Виготовлення засобів боротьби з комахами

Синтез лікарських препаратів

Синтез барвників для тканин

Консервування продуктів (харчова домішка Е260)

**Мал. 33.3.** Застосування етанової кислоти

Походження традиційної назви етину — ацетилен — пов'язано з латинським словом *acetum* — «оцет», оскільки у дві стадії з ацетилену можна добути оцтову кислоту. Від назви цієї кислоти також походить назва ацетону, який з неї раніше добували.

## *Лінгвістична задача*

Латиною *formica* означає «мураха», а грецькою *oksos* — «кислота» або «кислий». Поясніть походження традиційних назв метанової та етанової кислот і їхніх солей.

## Ключова ідея

Карбонові кислоти виявляють усі загальні властивості неорганічних кислот, але в хімічних взаємодіях поводяться як слабкі кислоти.

## Контрольні запитання

**390.** Які речовини належать до карбонових кислот?
**391.** Як утворюються назви карбонових кислот?
**392.** В які хімічні взаємодії вступають карбонові кислоти? Що спільного в хімічних властивостях етанової кислоти й неорганічних кислот?
**393.** Поясніть, чому етанова кислота є одноосновною.
**394.** Схарактеризуйте поширеність карбонових кислот у природі.

## Завдання для засвоєння матеріалу

**395.** Доведіть, що етанова кислота є насиченою сполукою.

**396.** Перелічіть сфери застосування етанової кислоти. Для кожного прикладу поясніть, на яких властивостях ґрунтується її застосування.

**397.** Складіть схему утворення водневих зв'язків між: а) двома молекулами етанової кислоти; б) молекулою етанової кислоти та молекулами води. Поясніть вплив водневого зв'язку на фізичні властивості етанової кислоти.

**398.** Порівняйте хімічні властивості неорганічних і карбонових кислот. Для цього в одному стовпчику складіть рівняння реакцій хлоридної кислоти, а в другому стовпчику — етанової кислоти з: KOH, Mg, FeO, $CaCO_3$.

**399.** Як відрізнити розчин оцтової кислоти від: а) розчину етанолу; б) хлоридної кислоти?

**400.** Для видалення плям іржі з одягу їх можна обробити розчином етанової кислоти. Складіть молекулярне та йонно-молекулярне рівняння реакції, що при цьому відбувається, якщо іржу описати формулою ферум(III) гідроксиду.

**401.** Для маринування огірків вам потрібно 750 мл столового оцту (масова частка кислоти 6 %, густина розчину дорівнює густині води), але у вас є тільки оцтова есенція (масова частка кислоти 70 %). Обчисліть масу оцтової есенції та об'єм води, що до неї необхідно додати, для приготування необхідної вам кількості оцту.

**402.** Натрій етаноат використовують як консервант для харчових продуктів. На харчовому комбінаті постало завдання приготувати 100 л розчину цієї солі з масовою часткою 0,05 %, густина розчину дорівнює густині води. Обчисліть масу кристалогідрату натрій етаноату тригідрату, що вам знадобиться для цього.

**403.** Сіль Плюмбуму й оцтової кислоти — плюмбум(II) етаноат — широко застосовують у медицині для свинцевих примочок. Ця сіль солодка на смак, тому її називають також свинцевим цукром, але завдяки йонам Плюмбуму вона надзвичайно отруйна. Складіть рівняння реакції добування свинцевого цукру взаємодією металу з кислотою. Обчисліть масу цієї солі, що можна добути зі свинцю масою 1 г.

**404.** Ферум(II) етаноат використовують для обробки залізних поверхонь для запобігання корозії. Добути його можна взаємодією металу з кислотою. Обчисліть масу заліза, необхідного для добування цієї солі масою 26,1 г.

**405.** Кальцій карбонат — основний компонент накипу в чайнику. Для очищення чайнику від накипу його залили столовим оцтом. Після закінчення хімічної реакції виділився газ об'ємом 336 мл. Обчисліть масу накипу, що була в чайнику.

**406.** Взаємодія соди з оцтом — один із процесів, необхідних для випікання тістечок (гасіння соди). Обчисліть масу столового оцту (масова частка кислоти 6 %), необхідного для взаємодії з натрій карбонатом масою 5 г.

## ПРАКТИЧНА РОБОТА № 4

### Властивості етанової кислоти

*Обладнання:* штатив із пробірками, пробіркотримач, шпатель, піпетки.

*Реактиви:* порошок магнію, MgO (або інший осно́вний оксид), $Na_2CO_3$, розчини $CH_3COOH$, NaOH, лакмусу.

**Правила безпеки:**

- для проведення дослідів використовуйте невеликі кількості реактивів;
- остерігайтеся потрапляння реактивів на шкіру, в очі, на одяг; у разі потрапляння їдкої речовини змийте її великою кількістю води та протріть ушкоджене місце розбавленим розчином боратної кислоти (у випадку потрапляння лугу) або розчином соди (у випадку кислоти);
- для визначення запаху речовин не підносьте пробірку до обличчя, а спрямовуйте повітря рухами руки до себе.

**Дослід 1.** Налийте у дві пробірки по 1 мл розчину етанової кислоти. У першу додайте декілька крапель розчину лакмусу, а потім нейтралізуйте кислоту розчином лугу. У другу пробірку насипте трохи порошку магнію (на кінчику шпателя). За якими ознаками можна зробити висновок щодо перебігу реакції в обох пробірках? Складіть рівняння реакцій у молекулярній і йонній формах.

**Дослід 2.** Налийте у дві пробірки по 1 мл розчину оцтової кислоти. У першу пробірку додайте трохи магній оксиду, а в другу — натрій карбонату. За якими ознаками можна зробити висновок про перебіг реакції в обох випадках? Складіть рівняння реакцій у молекулярній та йонно-молекулярній формах.

Зробіть висновок до практичної роботи. Для формулювання висновку використовуйте відповіді на такі запитання:

1. У який спосіб можна виявляти етанову кислоту?
2. Які властивості етанової кислоти характеризують подібність властивостей органічних і неорганічних кислот?

## § 34. Вищі карбонові кислоти. Мило

**Пригадайте:**

- у солях між катіонами та аніонами зв'язок йонний;
- з курсу біології пригадайте значення термінів «гідрофільний» та «гідрофобний».

### Вищі карбонові кислоти

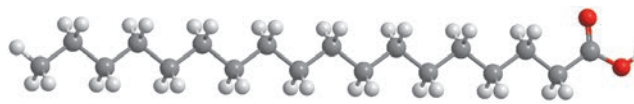
***Вищими карбоновими кислотами*** (скорочено ВКК) називають карбонові кислоти, у молекулах яких міститься від 12 до 22 атомів Карбону. Як і вуглеводні, вищі карбонові кислоти можуть бути насиченими та ненасиченими.

З ***насичених вищих карбонових кислот*** найчастіше трапляються стеаринова й пальмітинова кислоти.

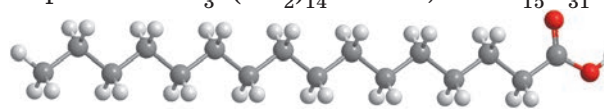
*Стеаринова кислота:*

$CH_3–CH_2–CH_2–CH_2–CH_2–CH_2–CH_2–CH_2–CH_2–CH_2–CH_2–CH_2–CH_2–CH_2–CH_2–CH_2–CH_2–COOH$

Оскільки у формулі багато разів повторюється група $CH_2$, то формулу можна скоротити так: $CH_3–(CH_2)_{16}–COOH$, або $C_{17}H_{35}COOH$



Молекули *пальмітинової кислоти* містять на два атоми Карбону менше, ніж стеаринова: $CH_3–(CH_2)_{14}–COOH$, або $C_{15}H_{31}COOH$



Стеаринова та пальмітинова кислоти — тверді білі воскоподібні речовини без запаху, жирні на дотик, нерозчинні у воді, але добре розчинні в органічних розчинниках, легкоплавкі (у стеаринової кислоти $t_{пл.}$ = 70 °C, у пальмітинової $t_{пл.}$ = 63 °C). Їх використовують для виготовлення свічок, напалму, мастил, косметичних засобів і різних сортів мила.

***Ненасичених вищих карбонових кислот*** існує набагато більше, ніж насичених. Серед них найпоширенішими є:

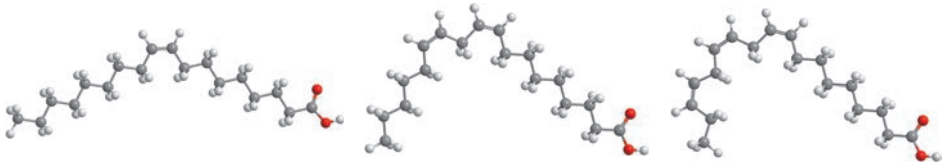
*олеїнова*: $C_{17}H_{33}COOH$, або $CH_3–(CH_2)_7–CH=CH–(CH_2)_7–COOH$

*лінолева*: $C_{17}H_{31}COOH$,

або $CH_3–(CH_2)_4–CH=CH–CH_2–CH=CH–(CH_2)_7–COOH$

*ліноленова*: $C_{17}H_{29}COOH$,

або $CH_3–CH_2–CH=CH–CH_2–CH=CH–CH_2–CH=CH–(CH_2)_7–COOH$



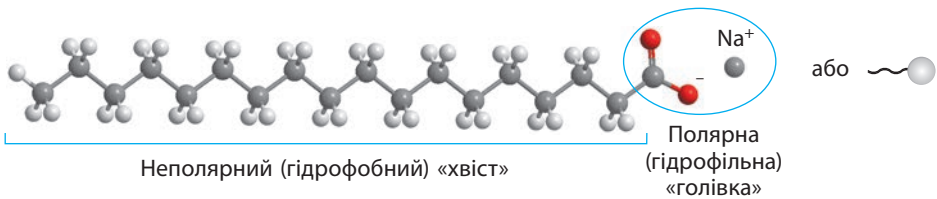

Ненасичені вищі карбонові кислоти — безбарвні або світло-жовті маслянисті рідини без запаху, нерозчинні у воді, але добре розчинні в багатьох органічних розчинниках. Їх застосування в техніці принципово не відрізняється від насичених кислот, але вони набагато цінніші для людини як поживні речовини у складі жирів, про що ви дізнаєтеся в наступному параграфі.

## Мило

Вищі карбонові кислоти у воді не розчиняються, проте їхні солі з лужними елементами добре розчинні у воді, до того ж вони виявляють мийну дію. Це стає можливим завдяки тому, що:

• солі мають йонну будову, а йонні сполуки краще розчиняються у воді, ніж молекулярні;

• в аніонів ВКК можна виділити сильнополярну «головку» (карбоксильну групу) та неполярний «хвіст» (карбоновий ланцюг):




Полярна частина аніону гідрофільна, тобто «прагне» до водного оточення. Вуглеводневий ланцюг, навпаки, є гідрофобною частиною, тобто намагається «втекти» з водного оточення. Завдяки цьому у водному розчині солі ВКК утворюють специфічні частинки — *міцели*: в одному місці збирається багато аніонів ВКК, які орієнтуються так, щоб гідрофобні хвости були спрямовані всередину частинки, а гідрофільні «головки» — назовні, тобто до води (мал. 34.1).

**Мал. 34.1.** Утворення міцел аніонами ВКК у розчині

Завдяки утворенню міцел солі ВКК мають досить велику розчинність у воді й виявляють мийну дію. Такі речовини ще називають *поверхнево-активними речовинами* (скорочено ПАР). Поверхнево-активними є всі солі ВКК з йонами лужних елементів, зокрема натрій стеарат $C_{17}H_{35}COONa$, калій стеарат $C_{17}H_{35}COOK$ тощо.

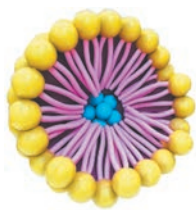
Солі ВКК використовують для виготовлення мила. Звичайне господарське мило на 72 % складається із солей ВКК, усе інше у складі мила — це вода, залишки натрій гідроксиду й натрій карбонату, що використовують для добування солей ВКК, та інші домішки. Для виготовлення туалетного мила із солей ВКК видаляють небажані домішки та додають барвники, ароматизатори й інші речовини для покращення товарного вигляду. Солі Натрію є основою твердого мила, а солі Калію — рідкого.

Звісно, що не тільки солі ВКК є поверхнево-активними речовинами, до них належить також велика кількість інших похідних карбонових кислот та вуглеводнів, які використовують для виготовлення синтетичних мийних засобів, з якими ви ознайомитеся під час подальшого вивчення хімії.

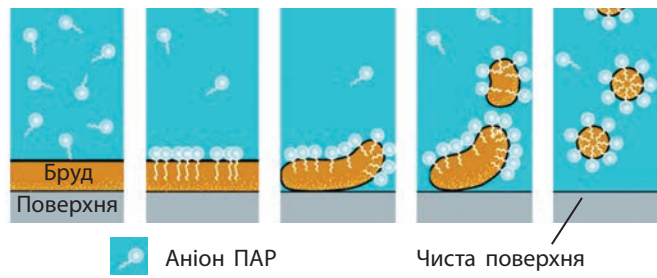
## Мийна дія мила

Ви вже знаєте, що завдяки можливості утворення міцел поверхнево-активні речовини виявляють мийну дію. Краплинки жиру та інші частинки бруду є гідрофобними: якщо вони перебувають поблизу міцел, то «ховаються» від води всередині міцел і в такому вигляді плавають у воді. У такий спосіб жир стає розчинним у воді (мал. 34.2).

Якщо бруд прилип до якоїсь поверхні, дія ПАР буде такою самою: частинки ПАР оточують бруд, відривають його від поверхні й оточують з усіх боків, завдяки чому частинки бруду стають водорозчинними. Якщо промити поверхню водою, то бруд змиється з милом і поверхня буде чистою (мал. 34.3).



**Мал. 34.2.** Міцела ПАР із гідрофобною речовиною всередині




**Мал. 34.3.** Мийна дія поверхнево-активних речовин

У мила є один суттєвий недолік. Водопровідна вода у більшості регіонів України є *жорсткою*, тобто містить у значній концентрації йони Кальцію $Ca^{2+}$ та Магнію $Mg^{2+}$, з якими аніони ВКК утворюють осад.
Тому під час використання мила у жорсткій воді вона стає каламутною (мал. *а*). У деяких регіонах України вода *м'яка*, тобто містить незначну кількість йонів $Ca^{2+}$ та $Mg^{2+}$ і не заважає використанню мила (мал. *б*). Хоча у такої води є інший недолік: якщо ви намилили руки, то мило з них змити дуже складно, довго відчувається милкість.

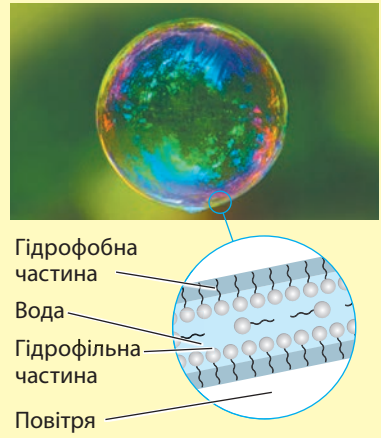
*а* *б*

Розчин мила: *а* — каламутний у жорсткій воді; *б* — прозорий у м'якій воді

Утворення осаду під час використання мила у жорсткій воді

Під час використання мила в жорсткій воді в посудині збирається багато непривабливого на вигляд осаду, і багато хто вважає, що це відмитий бруд. Звісно, що цей осад не додає чистоти, але і брудом він не є,— це нерозчинні солі ВКК. Під час прання у жорсткій воді нерозчинні у воді солі осідають на волокнах тканин. Тому після прання такі тканини на дотик жорсткіші, ніж до прання. Через це й воду почали називати жорсткою.

Мильні бульбашки також існують завдяки ПАР, їх певною мірою можна назвати велетенськими міцелами. Мильна бульбашка являє собою тоненьку плівку води, на поверхні якої щільним частоколом розташовані аніони ПАР, які спрямовані гідрофобною частиною в бік повітря. Вода всередині плівки досить швидко стікає в нижню частину бульбашки, унаслідок чого плівка тоншає і згодом лопається.



Цікаво, що у виготовленні морозива та пранні багато чого спільного. Морозиво є замороженою емульсією. Пригадайте з § 3: емульсія — це грубодисперсна суміш двох рідин, що не розчиняються одна в одній, наприклад суміш олії та води. І дійсно, головні компоненти морозива — це молочний жир та вода. Оскільки вони один з одним не змішуються, то із часом жир має спливти вгору й морозиво має розшаруватися ще до того, як воно замерзне. Для того щоб розшарування не відбувалося, до морозива додають емульгатори. Емульгатори є поверхнево-активними речовинами, вони оточують дрібні крапельки жиру гідрофобними хвостами, а їхні гідрофільні головки спрямовані до води. Така емульсія може існувати тривалий час. Майонез — це також емульсія, що утворюється в разі змішування олії з яйцем. Емульгатором у цьому випадку є лецитин, що міститься в яєчному жовтці. Емульгатори — досить поширені речовини, їх використовують у багатьох галузях, зокрема для виготовлення харчових продуктів, де необхідно запобігти розшаруванню компонентів.

### *Лінгвістична задача*

Грецькою *hydro* означає «вода», *philia* — «любов», *phobos* — «жах, страх». Поясніть значення термінів «гідрофільний» та «гідрофобний».

### Ключова ідея

Наявність у частинки великого гідрофобного фрагмента та невеликого гідрофільного фрагмента зумовлює можливість виявлення речовинами поверхневої активності та мийної дії.

### Контрольні запитання

**407.** Які сполуки відносять до вищих карбонових кислот?

**408.** Наведіть молекулярні формули та назви вищих карбонових кислот, про які йшлося в параграфі. Які з них є насиченими, а які — ненасиченими?

**409.** Які речовини є милом? Чим вони відрізняються від ВКК?

**410.** Поясніть, чому ВКК нерозчинні у воді, а їхні солі — розчинні.

**411.** Опишіть мийну дію мила.

**412.** Як ви вважаєте, чому аніонам ПАР «вигідно» у водних розчинах утворювати міцели?

### Завдання для засвоєння матеріалу

**413.** На прикладі стеаринової та пальмітинової кислот проілюструйте залежність температури плавлення органічних речовин одного класу від молекулярної маси.

**414.** Як, на вашу думку, впливає насиченість органічних сполук на їхню температуру плавлення? Проілюструйте це на прикладі вищих карбонових кислот, описаних у параграфі.

**415.** До яких кислот — одноосновних чи багатоосновних — належать вищі карбонові кислоти, про які йшлося в параграфі?

**416.** Позначивши атом Карбону в складі карбоксильної групи молекули олеїнової кислоти номером один, розставте номери атомів Карбону всього ланцюга за порядком. Між якими (за номером) атомами Карбону утворений подвійний зв'язок у цій молекулі. Виконайте це для інших ненасичених вищих карбонових кислот, описаних у параграфі.

**417.** Використовуючи інформацію про розчинність вищих карбонових кислот, зробіть висновок, полярними чи неполярними речовинами вони є.

**418.** Чи можуть частинки бруду бути гідрофільними? Відповідь поясніть.

**419.** Солі вищих карбонових кислот з лужними елементами розчинні у воді, а з йонами Кальцію або Магнію — нерозчинні. Складіть рівняння реакції обміну калій стеарату з кальцій хлоридом.

**420.** Суміш пальмітинової та стеаринової кислот називають стеарином і використовують для виготовлення стеаринових свічок. Складіть рівняння реакції повного згоряння цих кислот, якщо в обох випадках продуктами реакцій є вуглекислий газ і вода. Який об'єм кисню (н. у.) знадобиться для спалювання свічки масою 200 г, якщо в стеарині однакові маси стеаринової та пальмітинової кислот.

**421*.** У додаткових джерелах знайдіть інформацію про харчові продукти, в яких використовують емульгатори. Поясніть роль емульгаторів у кожному випадку.

## ДОМАШНІЙ ЕКСПЕРИМЕНТ № 2

### Порівняння мийної дії мила та прального порошку

*Вам знадобляться*: мило (краще використовувати рідке мило, воно швидше розчиняється), пральний порошок для ручного прання, вода водопровідна, вода дистильована (можна придбати в аптеці або в магазинах для автомобілістів), розчин кальцій хлориду або магній сульфату (їх можна придбати в аптеці, зазвичай кальцій хлорид продається під назвою «хлористий кальцій», а магній сульфат — «магнезія»).

**Правила безпеки:**

- для дослідів використовуйте невеликі кількості речовин;
- остерігайтеся потрапляння речовин на шкіру, одяг, в очі; у разі потрапляння речовину слід змити великою кількістю води.

Оцінити ефективність мийної дії можна за спеціальними показниками — піноутворенням та стійкістю піни. Піноутворення харак-

теризує об'єм або висоту утвореної піни, а стійкість піни характеризує час, за який піна зникає, або за який час її висота зменшується на певну величину.

**1.** Візьміть три однакові високі вузькі склянки. У першу склянку налийте 50 мл дистильованої води, в другу — таку саму кількість водопровідної води, а в третю налийте 40 мл дистильованої води та додайте 10 мл розчину кальцій хлориду або магній сульфату (для моделювання води зі значною твердістю). У кожну склянку додайте половину чайної ложки рідкого мила та розчиніть обережними рухами. У разі використання твердого мила використовуйте невеликі шматочки об'ємом не більше 1 $см^3$, а після додавання дочекайтеся повного розчинення. У жодному разі не використовуйте рідкі синтетичні мийні засоби для скла, підлоги або посуду, вони мають інший хімічний склад! Кожну склянку легко струсіть протягом 1 хвилини. Лінійкою виміряйте висоту утвореної піни і зазначте час, за який ця висота зменшиться удвічі (або на третину).

**2.** Повторіть попередній дослід, але замість мила використайте пральний порошок для ручного прання. (Порошок для автоматичного прання краще не використовувати, оскільки до нього спеціально додають піногасячі речовини, щоб піна не пошкодила пральну машину.)

**3.** Результати дослідження оформіть у вигляді таблиці, а у висновку порівняйте мийну дію мила та прального порошку в різних типах води.

## § 35. Жири

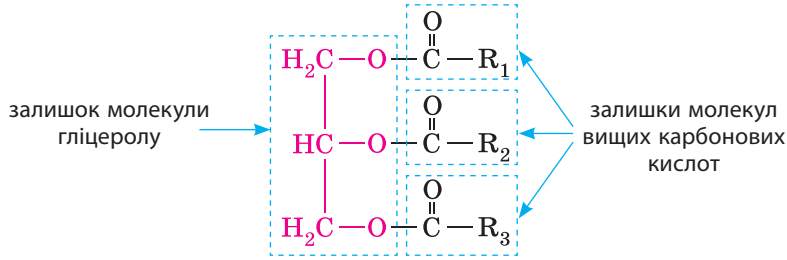
**Пригадайте** з курсу біології роль жирів та ліпідів у живих організмах, зокрема і в організмі людини.

### Поняття про жири, склад жирів

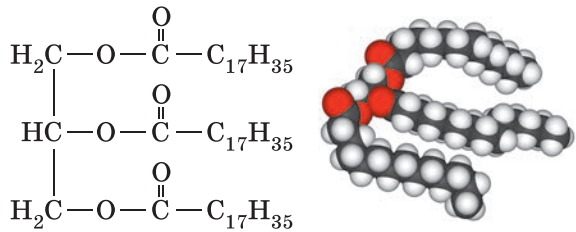
У цьому параграфі ми починаємо знайомитися не просто з органічними речовинами, а життєво необхідними для нас речовинами, що є невід'ємною складовою нашого харчування. Одними з таких речовин є жири.

Жири — це клас органічних сполук, молекули яких складаються із залишків молекул багатоатомного спирту гліцеролу та вищих карбонових кислот.

Загальну формулу жирів можна представити так:




де $R_1$, $R_2$, $R_3$ — вуглеводневі ланцюги у складі молекул вищих карбонових кислот; залежно від жиру вони можуть бути однаковими, а можуть бути й різними. Наприклад, тристеарат — жир, молекули якого складаються із залишку молекули гліцеролу і залишків трьох молекул стеаринової кислоти $C_{17}H_{35}COOH$. У стеаринової кислоти вуглеводневий ланцюг — це група атомів $C_{17}H_{35}$. Отже, у формулі тристеарату $R_1 = R_2 = R_3 = C_{17}H_{35}$:



Для розрахунків і полегшення складання рівнянь реакцій можна скласти молекулярну формулу жиру, але в ній бажано окремо виділяти формулу залишку гліцеролу й залишків ВКК. Наведений тристеарат матиме молекулярну формулу $C_3H_5O_3(C_{17}H_{35}CO)_3$, або $C_{54}H_{110}O_6$.

Склад жирів установили французькі вчені М. Шеврель і М. Бертло. 1811 року Шеврель визначив, що під час нагрівання жиру з водним розчином лугу утворюються гліцерол і карбонові кислоти. А 1854 року Бертло здійснив зворотну реакцію й синтезував жир нагріванням гліцеролу з карбоновими кислотами.

## Фізичні властивості та класифікація жирів

Жири — безбарвні в'язкі рідини або тверді речовини, легші за воду (їхня густина коливається в межах 0,9–0,95 г/см$^3$), нерозчинні у воді, але розчинні в багатьох органічних розчинниках (мал. 35.1, с. 198).

*а* *б*

**Мал. 35.1.** Жири у воді не розчиняються, вони легші за воду і спливають на поверхню (*а*), але добре розчиняються в органічних розчинниках, наприклад бензині (*б*)

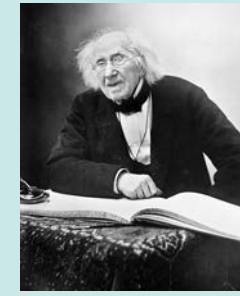
**Тверді жири:**
- містять переважно залишки молекул насичених кислот;
- мають тваринне походження (виняток — кокосове та какао масло).

**Рідкі жири:**
- містять переважно залишки молекул ненасичених кислот;
- мають рослинне походження (виняток — риб'ячий жир).

Агрегатний стан жирів залежить від їхнього складу. Чим більше залишків молекул насичених кислот у молекулі жиру, тим вища його температура плавлення. Жири, що за звичайних умов *тверді*, містять переважно залишки молекул насичених кислот (стеаринової чи пальмітинової): 45–70 % від усіх залишків залежно від походження жиру. До твердих жирів часто застосовують слова «сало» або «масло», наприклад «вершкове масло». Тверді жири — це жири тваринного походження (яловичий, баранячий, свинячий), за винятком кокосового та какао масла.

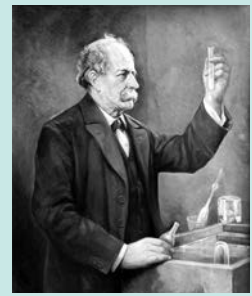
У молекулах *рідких жирів* містяться переважно залишки молекул ненасичених кислот (олеїнової, лінолевої та ліноленової): 65–85 % залежно від походження. До рідких жирів частіше застосовують слово «олія». Рідкі жири — це жири рослинного походження (лляна, соняшникова, оливкова олії тощо), за винятком риб'ячого жиру.

Видатний французький хімік-органік. Народився і жив у Парижі. Працював у Сорбоні, ліцеї Карла Великого, завідував кафедрою прикладної хімії у природничо-історичному музеї Парижа. Основна наукова діяльність присвячена вивченню жирів: уперше добув гліцерол із жирів, довів хімічний склад жирів, відкрив спосіб добування твердих жирів з рідких. За своє життя (103 роки) підготував дуже багато учнів. Ще за життя до 100-річного ювілею йому було встановлено пам'ятник, а його ім'я внесено до переліку 72 найвидатніших французьких учених, викарбуваного на першому поверсі Ейфелевої вежі.



**Мішель Ежен Шеврель** (1786–1889)

Видатний французький фізико-хімік та громадський діяч, член Паризької академії наук. Закінчив Паризький університет, працював у Коледж де Франс. Синтезував багато простих вуглеводнів, з гліцеролу й карбонових кислот добув жир, довів, що гліцерол — трьохатомний спирт, відкрив спосіб добування етанолу з етилену. Є одним із засновників термохімії та хімічної кінетики, увів поняття «екзотермічна» та «ендотермічна» реакції. З'ясував значення Карбону, Гідрогену, Нітрогену та інших елементів для життєдіяльності рослин. Певний час був міністром освіти та міністром закордонних справ Франції. Глибоко вірив у силу науки, уважав, що з її допомогою без революцій можна вирішити всі соціальні проблеми.



**П'єр Ежен Марселен Бертло**
(1827–1907)

## Жири в природі. Біологічна роль жирів

Жири дуже поширені в природі. Разом з вуглеводами й білками вони є складовими всіх рослинних і тваринних організмів.

Жири дуже енергоємні речовини, під час окиснення 1 г жиру виділяється 39 кДж (9,3 ккал) енергії. Саме тому в живих організмах жири — це резервне джерело енергії. За умови їх надлишку в їжі вони відкладаються в певних місцях організму: у тварин це підшкірний прошарок жиру, у рослин — плоди чи насіння.

Жирова тканина тварин виконує також захисну функцію — захищає внутрішні органи від ударів і переохолодження, а також виконує роль мастила для м'язових волокон. Жири зазвичай становлять 10–20 % від загальної маси тіла людини.

Жири розчиняють деякі вітаміни: A, D, E тощо. Тому, вживаючи в їжу жири, ми отримуємо необхідні нам вітаміни.

*а* *б* *в* *г*

**Мал. 35.2.** Природні жири: *а* — какао масло; *б* — баранячий жир; *в* — лляна олія; *г* — риб'ячий жир

Жири — цінне джерело вищих карбонових кислот. Організм людини може синтезувати насичені вищі карбонові кислоти та олеїнову кислоту. А ось лінолева та ліноленова кислоти (вітамін F) є незамінними кислотами, тобто тими, що не синтезуються в організмі, тому жири, що їх містять, обов'язково мають бути в раціоні людини. На такі кислоти багаті соєва, бавовняна, соняшникова, лляна, конопляна, обліпихова олії та свиняче сало й китовий жир.

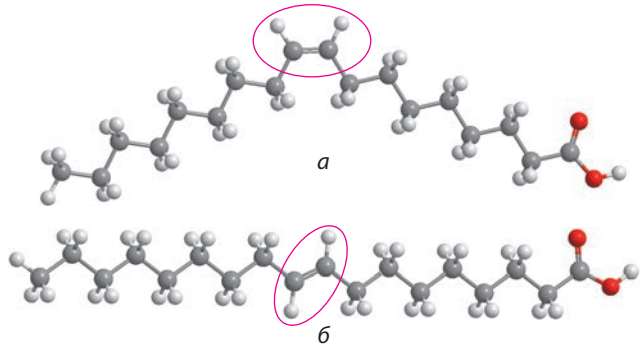
## Чи існують жири, небезпечні для людини?

Деякі дієтологи рекомендують відмовитися від уживання жирів. Але це хибна думка, оскільки жири є джерелом незамінних для людини речовин. Певна річ, бажано обмежити вживання тваринних жирів і додати до раціону більше рослинних, але в розумних кількостях жири дуже корисні.

Утім, деякі жири можуть бути шкідливими для нашого організму. Це так звані *транс*-жири, про які останнім часом часто говорять у засобах масової інформації. Їх також іноді називають *штучними жирами*. Що ж це таке?

*Транс*-жирами можуть бути тільки ненасичені жири. Щоб розібратися у відмінностях між звичайними та *транс*-жирами, за малюнком 35.3 порівняймо, в якій формі можуть існувати ненасичені жири. На обох малюнках (*а* та *б*) наведено модель молекули олеїнової кислоти. Але зверніть увагу на форму карбонового ланцюга поблизу подвійного зв'язку. Модель *а* — це *цис*-форма (природна форма) олеїнової кислоти, а модель *б* — *транс*-форма (модифікована).

Між *цис*- та *транс*-жирами різниця дуже незначна, але за біологічною дією вони суттєво різняться. Під час уживання *транс*-жирів




**Мал. 35.3.** Різні форми олеїнової кислоти: *а* — *цис*-форма (природна); *б* — *транс*-форма (модифікована)

збільшується ризик серцево-судинних захворювань, зокрема ішемічної хвороби та інфаркту міокарда, а також виникнення ракових пухлин, діабету, хвороби печінки та хвороби Альцгеймера. Всесвітня організація здоров'я рекомендує обмежити вживання *транс*-жирів на рівні не більше 2 % від загальної кількості жирів.

**Мал. 35.4.** Вітрина в супермаркеті в США, що попереджає покупців про харчові продукти з умістом *транс*-жирів

Звідки ж беруться ці шкідливі *транс*-жири? У природних жирах залишки вищих карбонових кислот синтезуються переважно в *цис*-формі. Під час хімічної обробки жирів *цис*-форма кислоти перетворюється на *транс*-форму. Хімічній обробці піддають рослинні олії для добування дешевих аналогів тваринних (твердих) жирів. Тому *транс*-жири містяться в дешевих жирах: насамперед у комбіжирах, що використовують підприємства громадського харчування для смаження та у фритюрах, а також у кулінарному жирі, маргаринах і спредах (суміш маргарину з натуральним вершковим маслом), які використовують для промислового виготовлення булочок, тістечок, крекерів, чипсів, попкорну, картоплі фрі тощо. Отже, вживаючи жирну їжу в так званих фаст-фудах, ви з великою ймовірністю вживаєте саме *транс*-жири.

## Ключова ідея

Жири — надзвичайно цінні речовини для всіх живих організмів. Для людини жири є резервним джерелом енергії, а також джерелом незамінних ненасичених вищих карбонових кислот.

## Контрольні запитання

**422.** Які речовини називають жирами? Що спільного в будові молекул жирів і карбонових кислот?

**423.** Залишки молекул яких кислот містяться в молекулах жирів? Як впливає склад жирів на їхні фізичні властивості?

**424.** Опишіть фізичні властивості жирів. Які особливості жирів дозволяють їм виконувати ті функції в організмах, про які йшлося в параграфі?

**425.** Схарактеризуйте поширеність жирів у природі та їхню біологічну роль.

**426.** У чому полягає шкідливість *транс*-жирів? Як вони потрапляють у їжу?

### Завдання для засвоєння матеріалу

**427.** Складіть структурну формулу трилінолеату — жиру, утвореного лінолевою кислотою.

**428.** Як ви вважаєте, про які жири йдеться, коли говорять «мононенасичені жири» або «поліненасичені жири»?

**429.** Напишіть дві можливі формули жиру, що в молекулі містять 57 атомів Карбону й у залишках ВКК є два подвійні зв'язки.

**430.** Коли дієтологи говорять про жири, часто використовують терміни «омега-9», «омега-6» чи «омега-3 ненасичені жири». Які жири та які особливості будови їх молекул позначають цими термінами? Для відповіді на запитання в структурних формулах ненасичених ВКК пронумеруйте атоми Карбону в ланцюзі, починаючи з кінця, протилежного карбоксильній групі.

**431.** На етикетках деяких сортів морозива пишуть «Без рослинних жирів». Про що свідчить цей надпис?

**432.** Як ви вважаєте, чому в ході еволюції склалося так, що в організмах риб синтезується рідкий жир, хоча риби — це тварини.

**433.** Професійні плавці перед марафонським запливом, особливо якщо змагання відбувається в холодній воді, змащують своє тіло жиром. Для чого вони це роблять? Які властивості жирів є причиною цього?

**434.** У калориметрі спалили два зразки жирної їжі. Під час спалювання зразка № 1 масою 6 г виділилося 104,5 кДж теплоти, а зі зразка № 2 масою 2,1 г виділилося 37,6 кДж. Який зі зразків їжі більш калорійний?

**435.** Здавна люди використовували для освітлення осель масляні лампи. Одна з таких ламп описана в казці про Аладіна. У масляні лампи заливали розтоплений тваринний жир, уставляли фітіль і підпалювали. Складіть рівняння реакції повного згоряння тристеарату, формула якого наведена в тексті параграфа, якщо продуктами згоряння є тільки вуглекислий газ і вода. Обчисліть об'єм кисню (н. у.), що витратиться під час спалювання в масляній лампі такого жиру масою 500 г.

**436*.** У додаткових джерелах знайдіть інформацію про *транс*-жири та харчові продукти, що містять гідрогенізовані жири.

## § 36. Вуглеводи: глюкоза та сахароза

**Пригадайте:** якісну реакцію на багатоатомні спирти (за § 32).

### Поняття про вуглеводи та їх класифікація

У природі велике значення мають ***вуглеводи*** (сахариди) — органічні сполуки із загальною формулою $C_n(H_2O)_m$ ($m$, $n > 3$). Назва цього класу сполук походить від їхньої властивості розкладатися на вуглець та воду під час нагрівання або під дією концентрованої

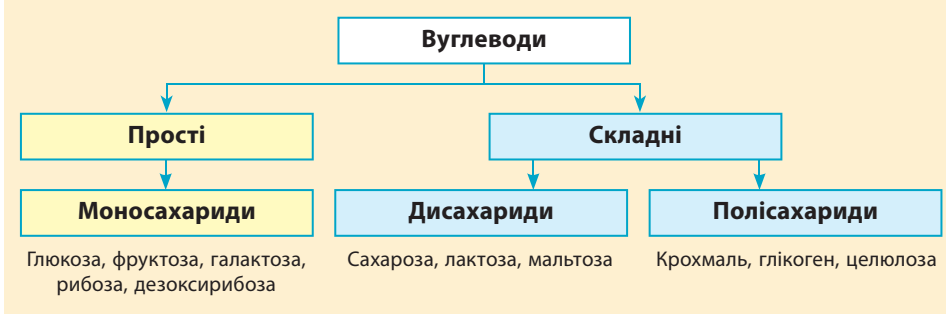
Час: 0 с | Час: 15 с | Час: 30 с

**Мал. 36.1.** Під дією сульфатної кислоти вуглеводи розкладаються на вуглець і воду

сульфатної кислоти, що також відображено в їхній загальній формулі (мал. 36.1).

Вуглеводи поділяють на *прості* (моносахариди) і *складні* (дисахариди й полісахариди) (схема 6). Принципово вони відрізняються тим, що складні вуглеводи за певних умов гідролізуються до простих (розкладаються), а прості вже гідролізуватися не можуть. Молекули дисахаридів складаються із двох, а полісахаридів — з великої кількості залишків молекул моносахаридів.

**Схема 6. Класифікація вуглеводів**




## Глюкоза

Глюкоза — найпоширеніший вуглевод у живій природі, саме вона є одним із продуктів процесу фотосинтезу, в результаті якого рослини накопичують енергію Сонця.

Глюкоза $C_6H_{12}O_6$ — безбарвна кристалічна речовина без запаху, густина 1,54 г/см$^3$, температура плавлення 146 °C. За нагрівання

вище за цю температуру вона розкладається, не доходячи до точки кипіння. Глюкоза солодка на смак, але в півтора раза менш солодка за сахарозу. Добре розчиняється у воді: у 100 г води за 0 °С розчиняється 32 г глюкози, а за 25 °С — 82 г, погано розчиняється в органічних розчинниках. Її розчини не проводять електричний струм (глюкоза — неелектроліт).

Молекула глюкози містить декілька груп –ОН, як гліцерол, тому вона має, подібно до гліцеролу, взаємодіяти зі свіжеосадженим купрум(II) гідроксидом (мал. 36.2, *а* та *б*):

$$C_6H_{12}O_6 + Cu(OH)_2 \rightarrow \text{сполука яскраво-синього кольору}$$

Під час нагрівання глюкоза розкладається, як і всі вуглеводи, на вуглець і воду:

$$C_6H_{12}O_6 \xrightarrow{t} 6C + 6H_2O$$

Глюкоза — один з основних продуктів обміну речовин у живих організмах. У природі вона утворюється в зелених частинах рослин у процесі фотосинтезу, що відбувається з поглинанням сонячного світла:

$$6CO_2 + 6H_2O \xrightarrow{h\nu} C_6H_{12}O_6 + 6O_2\uparrow$$

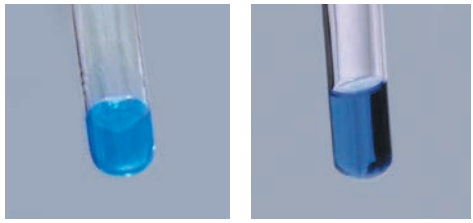
Можлива також і зворотна реакція:

$$C_6H_{12}O_6 + 6O_2 \rightarrow 6CO_2 + 6H_2O$$

Цим рівнянням можна описати сумарний процес, у результаті якого всі тварини отримують енергію для своєї життєдіяльності: глюкоза потрапляє в наш організм разом з їжею, кисень ми вдихаємо легенями, а продукт реакції — вуглекислий газ — видихаємо. Також це рівняння описує процес горіння та вибуху глюкози. Підпалити глюкозу досить складно, вона горить тільки за наявності каталізатора, а вибухає в разі дуже сильного подрібнення (див. § 20).

У рослинах глюкоза перетворюється на складні вуглеводи — крохмаль і целюлозу:

$$nC_6H_{12}O_6 \rightarrow [C_6H_{10}O_5]_n + nH_2O$$



*а* *б*

**Мал. 36.2.** Якісна реакція на глюкозу: *а* — свіжеосаджений купрум(II) гідроксид; *б* — за наявності глюкози осад зникає, утворюється яскраво-синій розчин

**Мал. 36.3.** Значні кількості глюкози містяться у фруктах, зокрема винограді

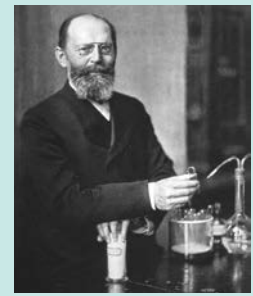
**Мал. 36.4.** Глюкометр — пристрій для швидкого визначення концентрації глюкози в крові

Синтезувати глюкозу методами органічної хімії набагато складніше. Уперше цей синтез реалізував Еміль Фішер.

З рослинною їжею вуглеводи потрапляють в організм тварин, де вони є основним джерелом енергії. Так, з 1 г вуглеводів організм отримує близько 17 кДж (4 ккал). Якщо ця енергія не витрачається повністю, організм відкладає її «про запас», спрямовуючи на синтез жирів.

Уперше глюкозу виділили з винограду, тому її також називають виноградним цукром. У чистому вигляді глюкоза міститься в солодких ягодах і фруктах: вона зумовлює солодкість певних частин рослин (ягід, плодів, коренеплодів тощо). Разом з фруктозою вона міститься у складі меду. У крові людини вміст глюкози становить близько 0,1 %, відхилення цього показника від норми свідчить про захворювання на цукровий діабет. Уміст глюкози у крові (часто цей показник називають просто «цукор у крові») контролюють, здійснюючи клінічний аналіз крові. Цей аналіз можна зробити і вдома за допомогою спеціального пристрою — глюкометра (мал. 36.4).

Німецький хімік-органік, лауреат Нобелівської премії з хімії 1902 року. Вищу освіту здобував в університетах Бонна і Страсбурга. Після захисту дисертації у 22 роки стає викладачем у Страсбурзькому університеті. Фішер уперше визначив будову деяких органічних речовин, зокрема кофеїну, теоброміну, пурину, сечової кислоти й деяких сахаридів, зокрема глюкози й фруктози. Винайшов методи їх синтезу. Установив особливості реакцій за участі ферментів, запропонував класифікацію білків. За дослідження й синтез сахаридів і похідних пурину здобув Нобелівську премію. На його честь Німецьке хімічне товариство заснувало медаль Еміля Фішера.



**Еміль Герман Фішер** (1852–1919)

Глюкозу в промисловості добувають гідролізом крохмалю або целюлози. Але чиста глюкоза не має широкого застосування. Таку глюкозу використовують у різних біологічних та біохімічних дослідженнях. У медицині її використовують для проведення глюкозотолерантного тесту — дослідження, що дозволяє діагностувати цукровий діабет. А розчин глюкози вводять людині внутрішньовенно в разі деяких захворювань. У харчовій промисловості як підсолоджувач її використовують у невеликих обсягах: вона дорожча й менш солодка за цукор.

Для глюкози характерною є реакція *бродіння*.
Під дією молочнокислих бактерій з глюкози утворюється молочна кислота:

$$C_6H_{12}O_6 \xrightarrow{\text{молочнокислі бактерії}} 2C_3H_6O_3$$

Ця реакція відбувається під час скисання молока і є основою виготовлення різноманітних молочнокислих продуктів — кисляку, йогуртів, сиру, сметани тощо. Молочнокисле бродіння відбувається під час квашення капусти та інших овочів, що запобігає розвитку гнильних бактерій і сприяє тривалому зберіганню продуктів. Цей процес також може відбуватися в ротовій порожнині, що спричиняє карієс зубів.

Молочнокислі продукти

## Сахароза

Найбільше значення серед дисахаридів має сахароза $C_{12}H_{22}O_{11}$. Це хімічна назва звичайного цукру, що виділяють із цукрового буряку або цукрової тростини.

Сахароза — безбарвна кристалічна речовина без запаху, густина 1,59 г/см$^3$, температура плавлення 186 °С. Сахароза солодка на смак і в півтора раза солодша за глюкозу. Дуже добре розчиняється у воді: у 100 г води за 0 °С розчиняється 179 г сахарози, а за 100 °С — 487 г.

Так само як і глюкоза, сахароза розкладається під час нагрівання:

$$C_{12}H_{22}O_{11} \xrightarrow{t} 12C + 11H_2O$$

Ця реакція відбувається під час виготовлення карамелі й випікання тістечок і тортів, завдяки їй утворюється солодка карамелізована скоринка зі специфічним присмаком паленого цукру (мал. 36.5).

Як і більшість органічних речовин, сахароза може горіти з утворенням вуглекислого газу й води:

$$C_{12}H_{22}O_{11} + 12O_2 \rightarrow 12CO_2 + 11H_2O$$

Але якщо просто намагатися підпалити цукор, то він не займеться, для цього потрібен каталізатор — солі Літію. Сильно подрібнений цукор може не тільки горіти, його завись у повітрі може вибухнути, про що йшлося в § 20.

**Мал. 36.5.** Плавлення сахарози супроводжується зміною кольору та появою специфічного запаху карамелі

Сахарозу називають *дисахаридом*, оскільки молекула сахарози складається із залишків молекул двох моносахаридів — глюкози та фруктози, сполучених між собою.

Під час гідролізу сахарози в кислому середовищі або під дією ферментів зв'язок між цими залишками розривається, й утворюються молекули глюкози і фруктози:

$$C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O \rightarrow C_6H_{12}O_6 + C_6H_{12}O_6$$

сахароза + вода ⟶ глюкоза + фруктоза

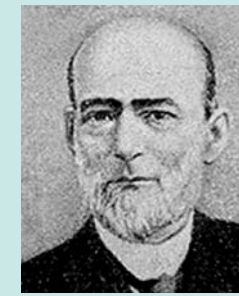
Таке перетворення відбувається в організмах бджіл: збираючи нектар з квіток, вони вживають сахарозу, яка потім гідролізується. Тому мед — це суміш однакових кількостей глюкози й фруктози, звичайно, з домішками інших речовин (мал. 36.6).

У значних кількостях сахароза міститься тільки в трьох рослинах: цукровому буряку й цукровій тростині, які використовують

**Мал. 36.6.** Мед — продукт переробки сахарози бджолами — складається з однакових кількостей глюкози і фруктози

**Мал. 36.7.** Цукор на 98 % складається із сахарози, інше — вода

Видатний український хімік, професор Київського університету. Народився у Варшаві. Закінчив Київський університет, в якому від 1870 року викладав технічну хімію. Вивчав електроліз органічних і неорганічних сполук. Основні наукові досягнення належать до технічної хімії, зокрема виноробства, цукрового виробництва. Удосконалив технологію виробництва цукру з цукрового буряку. Досліджував технологію утворення цукрових кристалів, умови утворення, склад і перетворення бурякового студня. Організував технічну школу з цукроваріння, опублікував 33 томи «Щорічника цукробурякової промисловості». Був одним з організаторів газового й електричного освітлення Києва, водопостачання та каналізації.



**Микола Андрійович Бунге**
(1842–1914)

для промислового виробництва цукру, а також у цукровому клені (з нього добувають кленовий сироп). У невеликій кількості сахароза міститься в нектарі квітів для приваблення комах, а також у фруктах та ягодах.

В Україні цукрова промисловість — одна з найстаріших і найважливіших галузей харчової промисловості, продукція якої є важливим продуктом експорту. Суттєвий внесок у розвиток цукрової галузі в Україні зробив видатний український учений М. А. Бунге. Сьогодні в Україні є близько 100 цукрових заводів із загальною максимальною потужністю близько 7 млн тонн на рік. На цих підприємствах можуть виготовляти цукор як з буряку (місцева сировина), так і з тростини (експортують зазвичай із Куби). Найбільшим заводом є Лохвицький цукровий комбінат (Полтавська обл.) із щоденною потужністю 9300 тонн цукру. За останні роки в Україні виробляють близько 2 млн тонн цукру щорічно, частина якого йде на експорт.

- Коричневий цукор — це звичайний тростинний цукор, який у процесі виробництва не доочистили від домішок. Цікаво, що в його виробництві менше технологічних процесів (відсутня остаточна очистка), у виробництві він дешевше, але в продажу набагато дорожчий за звичайний білий цукор.
- Слова «сахароза» та «цукор» походять від давньоіндійського «саркара», що означало шматочки кристалічної речовини, які утворюються під час згущення соку цукрової тростини.

## ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 12

### Взаємодія глюкози з купрум(II) гідроксидом

*Обладнання:* штатив із пробірками.

*Реактиви:* розчини глюкози та сахарози, $CuSO_4$, NaOH.

**Правила безпеки:**

- для виконання дослідів використовуйте невеликі кількості реактивів;
- остерігайтеся потрапляння реактивів на шкіру, в очі, на одяг; у разі потрапляння їдкої речовини змийте її великою кількістю води та протріть ушкоджене місце розведеним розчином боратної кислоти.

Добудьте купрум(II) гідроксид: до 1–2 мл розчину лугу в пробірці додайте кілька крапель розчину купрум(II) сульфату. До осаду, що утворився, додавайте краплинами розчин глюкози до розчинення осаду купрум(II) гідроксиду. Перемішайте суміш. Що відбувається? В який колір забарвлюється розчин? Які висновки про будову молекули глюкози можна зробити за результатами досліду?

Повторіть дослід, але замість розчину глюкози використайте розчин сахарози. Чи є відмінності у ваших спостереженнях? Чи зміняться результати досліду, якщо замість глюкози та сахарози використати гліцерол?

### Ключова ідея

Вуглеводи є матеріальними носіями енергії, вони забезпечують перенос енергії Сонця від рослин до тварин.

### Контрольні запитання

**437.** Дайте визначення класу вуглеводів.

**438.** Як класифікують вуглеводи? Наведіть приклади представників кожної групи вуглеводів.

**439.** Схарактеризуйте фізичні властивості глюкози й сахарози.

**440.** У результаті якого процесу утворюється глюкоза в природі?

**441.** Яка реакція є якісною для виявлення глюкози?

**442.** Опишіть поширеність і застосування глюкози й сахарози. На яких властивостях воно ґрунтується?

### Завдання для засвоєння матеріалу

**443.** Із наведених формул випишіть формули вуглеводів: $C_3H_8O$, $C_5H_{10}O_5$, $C_{12}H_{26}O_2$, $C_{12}H_{22}O_{11}$, $C_6H_{12}O$.

**444.** Обчисліть масові частки Карбону й води: а) у глюкозі; б) у сахарозі. Яка з цих речовин більше багата на Карбон, а яка — на воду?

**445.** Порівняйте кількість теплоти, що отримує організм з 1 г жиру та з 1 г глюкози. Як ви вважаєте, чому вуглеводи є основним джерелом енергії у тварин, а жири — лише резервним джерелом?

**446.** Визначте невідому речовину X і складіть рівняння реакцій, що відповідають такій схемі перетворень: $C_6H_{12}O_6 \rightarrow X \rightarrow CaCO_3$.

**447.** У медицині для ін'єкцій використовують розчин глюкози з масовою часткою близько 5 %. Обчисліть масу глюкози, необхідну для приготування такого розчину масою 1 кг.

**448.** При згорянні глюкози кількістю речовини 1 моль виділяється 2800 кДж енергії. Складіть термохімічне рівняння цієї реакції.

**449.** За даними з попереднього завдання складіть термохімічне рівняння реакції фотосинтезу.

**450.** Під час гідролізу сахарози утворилося 360 г суміші глюкози й фруктози. Визначте маси сахарози й води, що прореагували.

**451.** Одне дерево за добу в середньому перетворює на вуглеводи вуглекислий газ масою 55 г. Яка маса глюкози при цьому утворюється?

**452.** Для процесу фотосинтезу зелені рослини нашої планети щорічно поглинають 200 млрд тонн вуглекислого газу. Який об'єм кисню (н. у.) виділяється при цьому в атмосферу?

**453*.** У телевізійній рекламі можна почути, що після вживання їжі в ротовій порожнині порушується кислотно-лужний баланс, і щоб його відновити, треба жувати гумку з карбамідом. Як ви вважаєте, яким чином порушується цей баланс? За рахунок якого процесу він порушується? Яка роль карбаміду у відновленні балансу?

**454*.** На етикетці харчових продуктів обов'язково вказують уміст поживних речовин: жирів, білків та вуглеводів. Розгляньте етикетки харчових продуктів, які ви часто вживаєте (напої, снеки, шоколадки тощо), й оцініть масу цукру, що ви споживаєте з цими продуктами щоденно. Порівняйте отриману масу з рекомендованою дієтологами добовою дозою вуглеводів.

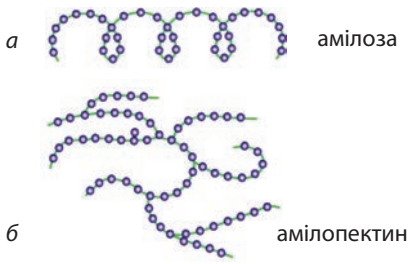
## § 37. Вуглеводи: крохмаль та целюлоза

**Пригадайте:**

- які розчини називають колоїдними (за § 3);
- які речовини називають полімерами (за § 28).

### Крохмаль

Найважливішими природними *полісахаридами* є крохмаль і целюлоза. Обидві речовини є полімерами з однаковою хімічною формулою: $[C_6H_{10}O_5]_n$. Відрізняються вони тільки будовою молекул.




**Мал. 37.1.** Крохмаль складається з двох типів молекул: *а* — нерозгалужених (амілоза) і *б* — розгалужених (амілопектин)

**Мал. 37.2.** Визначити наявність крохмалю в продуктах можна за допомогою розчину йоду

Крохмаль — аморфний порошок з характерним хрускотом, густина 1,5 г/см$^3$, за звичайних умов у воді не розчиняється. У разі потрапляння в гарячу воду крупинки крохмалю поглинають воду й сильно набухають, їхні оболонки руйнуються, зерна розриваються й утворюється колоїдний розчин. Його називають клейстером та іноді використовують як клей. Температури плавлення й кипіння крохмаль не має, оскільки під час нагрівання розкладається.

Крохмаль складається з молекул двох типів. Через це іноді говорять, що він складається з двох речовин: *амілози* й *амілопектину*. Амілоза (її вміст близько 20 %) має лінійні молекули (мал. 37.1, *а*) і краще розчиняється у воді. Одна молекула амілози містить близько тисячі залишків молекул глюкози. Молекули амілопектину розгалужені й містять близько десятка тисяч залишків молекул глюкози (мал. 37.1, *б*). Амілопектин у воді не розчиняється, а тільки набухає.

Під час тривалого нагрівання в кислому середовищі або за наявності ферментів крохмаль гідролізується, і зв'язки між залишками молекул глюкози розриваються. Продуктом повного гідролізу крохмалю є глюкоза:

$$[C_6H_{10}O_5]_n + nH_2O \rightarrow nC_6H_{12}O_6$$

Цю реакцію використовують у промисловості для виготовлення патоки та добування харчового етилового спирту.

Наявність крохмалю визначають за допомогою розчину йоду: йод утворює з крохмалем сполуку темно-синього кольору (мал. 37.2). Використовуючи цю якісну реакцію, можна виявити крохмаль у багатьох харчових продуктах: картоплі, хлібі, кукурудзі тощо:

$$\text{крохмаль} + I_2 \rightarrow \text{сполука темно-синього кольору}$$

Крохмаль утворюється в рослинах із глюкози й накопичується в коренях, бульбах і насінні:

$$nC_6H_{12}O_6 \rightarrow [C_6H_{10}O_5]_n + nH_2O$$

Крохмаль є основним вуглеводом нашої їжі. Багато крохмалю міститься в пшениці та інших зернових культурах і борошні, що з них виготовляють. Безпосередньо організмом він не засвоюється. Під дією ферментів відбувається гідроліз крохмалю, який починається вже під час пережовування їжі в роті, триває в шлунку й закінчується в кишківнику. Глюкоза, що утворюється в результаті гідролізу, усмоктується в кров і надходить у печінку, а звідти — в усі тканини організму. Надлишок глюкози відкладається в печінці у вигляді полісахариду *глікогену*, що знову гідролізується до глюкози в міру витрати її в клітинах організму.

Великі обсяги крохмалю витрачають на виробництво етилового спирту. У цьому процесі крохмаль спочатку піддають гідролізу під дією ферментів солоду, а продукт гідролізу після бродіння за наявності дріжджів перетворюється на спирт.

## Целюлоза

Целюлоза (клітковина) — біла волокниста речовина, нерозчинна у воді й інших розчинниках (на відміну від крохмалю). Густина целюлози залежно від сировини коливається в межах від 1,27 до 1,61 г/см$^3$.

Хімічна формула целюлози така сама, як і в крохмалю — $[C_6H_{10}O_5]_n$. Але на відміну від крохмалю, молекули целюлози не бувають розгалуженими й містять десятки тисяч залишків молекули глюкози (молекулярна маса целюлози сягає декількох мільйонів). Через це окремі макромолекули целюлози розташовуються впорядковано й щільно одна до одної, утворюючи міцні волокна, що не характерно для крохмалю (мал. 37.3).

Целюлоза взаємодіє з водою, піддаючись гідролізу за значно жорсткіших умов порівняно з крохмалем — за тривалого кип'ятіння з кислотою. Звичайно, продуктом гідролізу також є глюкоза.

Целюлозу, а точніше деревину, що її містить, використовують як паливо. Як і більшість органічних речовин, целюлоза згоряє до вуглекислого газу й води:

$$[C_6H_{10}O_5]_n + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

*а* *б*

**Мал. 37.3.** Молекули крохмалю мають переважно розгалужену будову *(а)*, а молекули целюлози — лінійну будову *(б)*

**Мал. 37.4.** Бавовна — майже чиста целюлоза

Целюлоза — основна речовина рослинних клітин: деревина складається з неї на 50 %, а бавовна і льон — це майже чиста целюлоза (мал. 37.4). Організм людини й багатьох інших тварин (окрім жуйних тварин, коней та кролів) не здатний перетравлювати целюлозу.

Хоча крохмаль і целюлоза мають однаковий хімічний склад, завдяки різній будові молекул вони виконують різні функції в організмі: крохмаль — поживна речовина, а целюлоза — міцний будівельний матеріал.

Основна галузь, де використовують целюлозу,— паперова. Папір, на якому надрукований цей текст, складається переважно із целюлози, яку виділяють з деревини. Целюлозу використовують також

Оцтова кислота

Бездимний порох

Папір

Штучний шовк

Фото- та кіноплівка

Каніфоль

Скипидар

Деревне та активоване вугілля

**Мал. 37.5.** Використання целюлози

у виробництві штучних волокон і вибухових речовин. З майже чистої целюлози виготовляють дуже міцну плівку — целофан. Обробкою целюлози оцтовою кислотою добувають ацетилцелюлозу, з якої виготовляють ацетатне волокно (штучний шовк), кіно- і фотоплівку та інші цінні матеріали.

Німецьке *Kraftmehl* («крохмаль») пішло від німецьких слів *Kraft* — «сила» і *Mehl* — «борошно», тобто крохмаль — сила борошна. Крохмаль із картоплі вперше було отримано 1781 року, а до того часу його добували із пшениці.

## ЛАБОРАТОРНІ ДОСЛІДИ № 13, 14

*Обладнання:* штатив із пробірками, шпатель, пробіркотримач, пальник.

*Реактиви:* вода, крохмаль, розчин йоду (спиртовий або розчин Люголя).

**Правила безпеки:**

- для виконання дослідів використовуйте невеликі кількості реактивів;
- під час нагрівання не торкайтеся руками гарячих предметів;
- остерігайтеся потрапляння реактивів на шкіру, в очі, на одяг.

### Відношення крохмалю до води

У дві пробірки налийте по 2–3 мл води. Одну з них нагрійте майже до кипіння води. В обидві пробірки насипте невелику кількість (на кінчику шпателя) крохмалю й обережно перемішайте струшуванням. Зробіть висновок щодо розчинності крохмалю в холодній і гарячій воді.

Як називають розчин крохмалю у воді? До якого типу дисперсних систем він належить?

### Взаємодія крохмалю з йодом

До розчину крохмалю, одержаного в попередньому досліді, додайте одну краплю розведеного розчину йоду (світло-солом'яного кольору). Що спостерігаєте? Зробіть висновки щодо ознак якісної реакції на крохмаль.

## ДОМАШНІЙ ЕКСПЕРИМЕНТ № 3

### Виявлення крохмалю в харчових продуктах

*Вам знадобляться*: піпетка, склянка, йодна настоянка, саліциловий спирт (або борний чи мурашиний) — їх можна купити в аптеці або взяти в домашній аптечці; будь-які харчові продукти з умістом крохмалю: картопляний крохмаль, борошно, хліб, тістечка, чипси, томатний сік, макарони, відвар рису або іншої крупи, варена ковбаса (або сосиски), сметана тощо.

**Правила безпеки:**
- для дослідів використовуйте невеликі кількості речовин;
- остерігайтеся потрапляння речовин на шкіру, одяг, в очі; у разі потрапляння речовину слід змити великою кількістю води.

1. Підготуйте розчин йоду. Зазвичай аптечна йодна настоянка містить 5 % йоду. Для виявлення крохмалю такий розчин використовувати незручно: він дуже темний і появу синього забарвлення за наявності крохмалю можна не помітити. Тому розчин йоду необхідно розбавити. У воді йод не розчиняється, тому для розчинення йоду необхідно використати етанол (у вигляді фармацевтичних препаратів на його основі). У непотрібну склянку чи флакон налийте приблизно дві столові ложки саліцилового спирту. До цього спирту піпеткою додайте одну чи більше крапель йодної настоянки, щоб отримати розчин світло-солом'яного кольору. Цим розчином тепер можна користуватися для виявлення крохмалю.

2. Випробуйте наявні у вас харчові продукти на вміст крохмалю. Для цього на невеликі шматочки піпеткою додайте по кілька крапель розчину йоду. За зміною забарвлення зробіть висновок щодо наявності крохмалю у випробуваних продуктах. Результати дослідів оформте у вигляді таблиці:

| Номер досліду | Назва продукту | Чи виявлено крохмаль? | Чи має міститися крохмаль у продукті? |
|---|---|---|---|
| | | | |

### Ключова ідея

Полісахариди — це природні полімери, мономерами яких є залишки молекул моносахаридів. Найпоширеніші з них — крохмаль і целюлоза — полімери, утворені глюкозою.

## Контрольні запитання

**455.** Наведіть хімічну формулу крохмалю та целюлози. Чому ці вуглеводи називають полімерами?

**456.** Чим відрізняється будова молекул крохмалю та целюлози?

**457.** Схарактеризуйте фізичні властивості крохмалю та целюлози.

**458.** У який спосіб можна виявити крохмаль у розчині або інших сумішах?

**459.** Опишіть застосування крохмалю та целюлози. На яких їхніх властивостях воно ґрунтується?

## Завдання для засвоєння матеріалу

**460.** Опишіть, які процеси відбуваються під час таких перетворень: целюлоза $\rightarrow$ вуглекислий газ $\rightarrow$ глюкоза $\rightarrow$ крохмаль.

**461.** Скільки структурних ланок $C_6H_{10}O_5$ міститься в молекулі целюлози, якщо її відносна молекулярна маса дорівнює 2,1 млн?

**462.** Обчисліть об'єм целюлози кількістю речовини 1 моль, якщо одна молекула целюлози містить у середньому 10 000 залишків молекул глюкози, а її густина — 1,52 г/см$^3$.

**463.** Для приготування киселю на 1 л рідини зазвичай додають 2 столові ложки крохмалю. Обчисліть масову частку крохмалю в такому киселі, якщо в одній столовій ложці міститься близько 30 г картопляного крохмалю.

**464.** Обчисліть об'єм вуглекислого газу, що виділиться під час повного згоряння вати масою 1 кг, якщо вважати, що вона повністю складається з целюлози. Який об'єм кисню для цього знадобиться (н. у.)?

**465*.** Уявіть, що ви хімік у текстильній компанії і маєте виконати дослідницький проект, спрямований на застосування синтетичних замінників бавовни. Яку інформацію ви маєте зібрати і які питання вирішити для розв'язання цієї проблеми? Складіть план експерименту для початку свого дослідження.

**466*.** Як можна видалити пляму від йодної настоянки на тканині, використовуючи для цього зріз сирої бульби картоплі?

**467*.** Як ви вважаєте, з якої картоплі можна добути більше крохмалю: із щойно викопаної чи такої, яка всю зиму перебувала в овочесховищі?

# ПРАКТИЧНА РОБОТА № 5

## Виявлення органічних сполук у харчових продуктах

*Обладнання:* штатив із пробірками, шпатель.

*Реактиви:* зразки харчових продуктів (орієнтовно): виноград, яблука, свіже молоко, кефір, м'який сир (домашній сир),

виноградний, апельсиновий і томатний соки; розчини йоду, купрум(II) сульфату, лугу, універсального індикатора (або індикаторний папір).

**Правила безпеки:**
- для виконання дослідів використовуйте невеликі кількості речовин;
- остерігайтеся потрапляння речовин на шкіру, одяг, в очі; у разі потрапляння речовину слід змити великою кількістю води.

**Дослід 1.** Дослідіть на вміст крохмалю кефір, домашній сир і томатний сік. Для виявлення крохмалю до досліджуваного зразку слід додати 1–2 краплі розчину йоду. Яка ознака має свідчити про наявність крохмалю? Опишіть ваші спостереження. Чи має міститися крохмаль у досліджених продуктах?

**Дослід 2.** Використовуючи універсальний індикатор, визначте значення pH у наявних зразках продуктів (для дослідження винограду з нього слід вичавити сік, а невеликий шматок яблука слід подрібнити). Яке середовище (кисле, лужне чи нейтральне) у наявних зразках? Яке середовище має бути в цих зразках? Якщо середовище кисле, припустіть, які органічні кислоти містять ці продукти.

**Дослід 3.** Дослідіть на вміст глюкози виноград, яблука, виноградний та апельсиновий соки (для дослідження винограду з нього слід вичавити сік, а невеликий шматок яблука слід подрібнити). Для визначення вмісту глюкози спочатку необхідно добути свіжеосаджений осад купрум(II) гідроксиду взаємодією купрум(II) сульфату з лугом (як ви це робили в Лабораторному досліді № 12, с. 209). Потім до осаду додати досліджуваний сік до зникнення осаду. Опишіть свої спостереження. Чи в усіх зразках має міститися глюкоза? В якому зразку ви виявили наявність глюкози?

Результати дослідів оформте у вигляді таблиці:

| Номер досліду | Продукт | pH зразка, можливі кислоти у складі | Наявність крохмалю | Наявність глюкози |
|---|---|---|---|---|
| | | | | |

**Зробіть узагальнюючий висновок.** Для цього використайте відповіді на запитання:

1. Які реакції називають якісними? На яких ознаках ґрунтується виявлення тих чи інших речовин у розчині?

2. За допомогою яких якісних реакцій можна виявити гліцерол, глюкозу, крохмаль?

3. Що є спільного в будові молекул гліцеролу й глюкози?

4. Які висновки щодо якості харчових продуктів можна зробити, ґрунтуючись на результатах дослідів?

## § 38. Білки та амінокислоти

**Пригадайте:** що вам відомо з курсу біології про будову та біологічну роль амінокислот і білків.

### Поняття про амінокислоти. Амінокислоти — мономери білків

Величезне значення для життя на Землі мають органічні кислоти, у молекулах яких окрім карбоксильної групи –COOH є ще одна група — *аміногрупа* $-NH_2$. Такі сполуки називають ***амінокислотами***. Усі білки, що містяться у складі живих організмів, складаються із залишків молекул різних амінокислот.

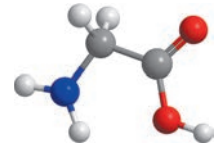
У природі переважають амінокислоти, у молекулах яких обидві групи — карбоксильна й аміногрупа — сполучені з одним атомом Карбону:

$$R-\underset{\displaystyle NH_2}{\underset{|}{CH}}-COOH$$

де R — атом Гідрогену або певна група атомів. Такі амінокислоти називають α-амінокислотами.

Найпростіша амінокислота — аміноетанова, її також називають аміноцтовою кислотою, або гліцином:

$$NH_2-CH_2-C\begin{matrix} O \\ \diagup\!\!\!\diagdown \\ OH \end{matrix}$$



Амінокислот, як і інших органічних сполук, існує дуже багато. У живих організмах трапляється близько 700 амінокислот, але для синтезу білків рослин і тварин використовується лише 21 амінокислота, причому тільки α-амінокислоти.

Амінокислоти — тверді безбарвні кристалічні речовини, добре розчинні у воді й погано — в органічних розчинниках. Розчинність амінокислот пояснюється можливістю утворення водневих зв'язків

карбоксильною групою (так само, як і в карбонових кислот) і аміногрупою. Деякі амінокислоти солодкі на смак.

## Поняття про білки

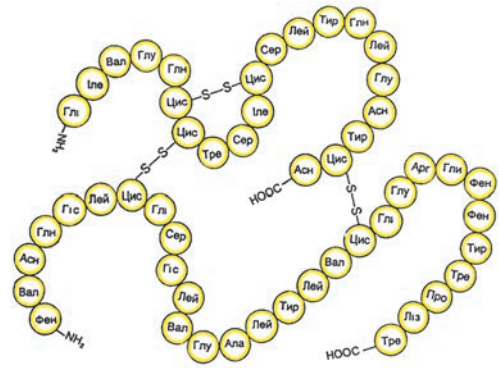
***Білки*** — природні високомолекулярні сполуки, молекули яких складаються із залишків молекул амінокислот, які сполучені один з одним пептидними зв'язками.

Білки є полімерами, мономерами яких є амінокислоти. Зазвичай білки містять 100 і більше залишків молекул амінокислот, що утворюють поліпептидний ланцюг. Більшість білків людського організму містять кілька сотень амінокислотних залишків. Отже, молекулярна маса білків коливається від декількох тисяч до декількох мільйонів.

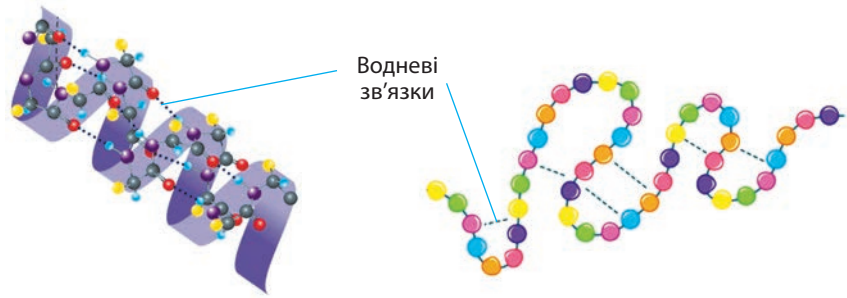
За складом білки поділяють на *протеїни* — прості білки, що складаються тільки із залишків молекул амінокислот, і *протеїди* — складні білки, що складаються із залишків молекул амінокислот і різних небілкових складових, наприклад йонів металічних елементів (як $Fe^{2+}$ у гемоглобіні) та різних органічних сполук.

## Будова білків

У складі білків нашого організму трапляються залишки молекул більше 20 амінокислот. Властивості білків залежать не тільки від того, які амінокислотні залишки їх утворюють, але й від того, в якій послідовності вони сполучені один з одним. Таку послідовність амінокислот називають *первинною структурою* білка (мал. 38.1). Визначення первинної структури білків — важливе завдання сучасної науки. Інформація про первинну структуру всіх білків організму міститься в молекулах дезоксирибонуклеїнових кислот (ДНК).




**Мал. 38.1.** Первинна структура білка (інсулін). Окремими кружечками позначено залишки молекул амінокислот. Усередині кружечків наведено їх умовні позначення, наприклад, «Глі» означає «гліцин»

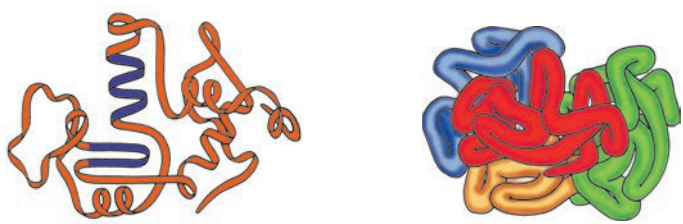



*а* *б*

**Мал. 38.2.** Вторинна структура білків: поліпептидний ланцюг згортається в α-спіраль (*а*) або β-складчасту структуру (*б*)

Поліпептидний ланцюг зазвичай згорнутий у спіраль, що має певну просторову структуру, — α-спіраль (мал. 38.2, *а*), або складається у β-складчасту структуру (мал. 38.2, *б*). Таке згортання називають *вторинною структурою* білків. Існування вторинної структури зумовлене можливістю утворення водневих зв'язків між різними частинами сусідніх амінокислотних залишків. Спіральну будову білків уперше визначив видатний американський учений Лайнус Полінг.

Спіраль, у свою чергу, може мати певну просторову будову, яка є специфічною для кожного білка: спіраль згортається в клубок (глобулу). Таку будову називають *третинною структурою* білка (мал. 38.3, *а*). Для деяких білків характерно об'єднання декількох глобул (субодиниць) в одну частинку, що зумовлює *четвертинну структуру* білків (мал. 38.3, *б*). У складі таких структур можуть міститися йони металічних елементів або інші речовини небілкової природи. Так, молекула білка гемоглобіну складається з чотирьох субодиниць, сполучених з йоном Феруму, що дозволяє молекулі



*а* *б*

**Мал. 38.3.** Третинна (*а*) і четвертинна (*б*) структури білка

гемоглобіну переносити кисень і вуглекислий газ у тваринних організмах.

Незважаючи на складність будови молекул білків, їхній синтез у клітинах живого організму відбувається дуже швидко, лише за кілька секунд. Живі клітини — це добре організовані «фабрики», в яких чітко налагоджена система постачання сировини (амінокислот) і технологія збирання (синтезу) білків.

**Мал. 38.4.** Під час скисання молока утворюється молочна кислота, яка спричиняє денатурацію білків, що містяться в молоці

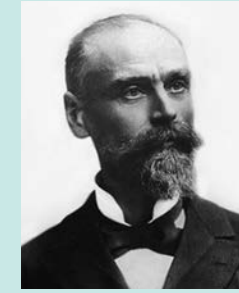
У природі існує безліч різних білків. За фізичними властивостями вони можуть істотно відрізнятися, що зумовлене виконанням різних функцій. Вони можуть бути м'якими й добре розчинятися у воді, як білок альбумін, що міститься в яйці. А можуть бути дуже твердими й зовсім не змішуватися з водою, як білок кератин, з якого складаються роги, копита, нігті та пір'я. Але можна впевнено сказати, що білки не мають температури плавлення: під час нагрівання білки руйнуються та розкладаються.

***Денатурація білків***. Під дією різних чинників білки можуть розкладатися, втрачаючи свою просторову будову. Руйнування просторової структури білка зі збереженням його первинної структури називають *денатурацією*. Вона відбувається під час нагрівання, зміни кислотності середовища, дії випромінювання або розчинів солей важких металічних елементів та органічних розчинників. Прикладами денатурації є згортання яєчних білків під час варіння яєць або ущільнення білків молока під час скисання (мал. 38.4). Денатурація білків м'яса відбувається під час його термічної обробки та засолювання. Антисептична дія етилового спирту також ґрунтується на денатурації: під час обробки шкіри або медичних інструментів білки бактерій денатурують, що призводить до їх загибелі та знезараження поверхні.

*Гідроліз білків.* Інша хімічна властивість білків — здатність до гідролізу в кислому або лужному середовищах. Під час гідролізу розриваються пептидні зв'язки й відбувається розщеплення поліпептидного ланцюга. Повний гідроліз до окремих амінокислот відбувається під час тривалого нагрівання білків з концентрованою хлоридною кислотою.

Після потрапляння білкових речовин у шлунок під дією хлоридної кислоти й ферменту пепсину відбувається їх гідроліз. Наш організм засвоює білкові речовини тільки у вигляді суміші амінокислот.

Український біохімік, іноземний член АН УРСР. Народився в селі Зарубинці Тернопільської області. Вищу освіту здобув на медичному факультеті Віденського університету. Професор Чеського університету в Празі, Українського університету у Відні, ректор Українського університету в Празі. Основні дослідження присвячені біохімії обміну нітрогеновмісних сполук. Одним з перших визначив амінокислотну природу білків, можливість гідролізу нуклеїнових кислот. Дослідив способи утворення сечової кислоти в організмі, що стало дієвим методом діагностування захворювань. Був ініціатором створення української хімічної термінології. 1911 р. висувався на здобуття Нобелівської премії.



**Іван Якович Горбачевський**
(1854–1942)

## Біологічна роль амінокислот і білків

Амінокислоти — це цеглинки, з яких побудовані білки, а отже, є основою життя на нашій планеті. Одним із перших у світі припущення про амінокислотний склад білків висловив український учений І. Я. Горбачевський. Для деяких амінокислот характерні власні функції, наприклад гліцин та глутамін — нейромедіатори, вони беруть участь у передачі нервових імпульсів, а з тирозину утворюється йодтироксин — гомон щитоподібної залози. Амінокислоти добувають гідролізом білків або синтезують із відповідних карбонових кислот. Їх використовують як поживні речовини в медицині та як харчові добавки до продуктів і сільськогосподарських кормів.

Білки в живих організмах виконують найрізноманітніші функції, що ви вивчали на уроках біології. Згадаємо найважливіші з них.

Усі без винятку хімічні реакції в організмі відбуваються за наявності спеціальних каталізаторів — ферментів, що являють собою білкові молекули. Вони прискорюють реакції в мільйони разів, причому кожну реакцію каталізує окремий фермент.

Деякі білки виконують транспортну функцію — переносять молекули або йони в місця синтезу або накопичення речовин. Наприклад, білок гемоглобін у складі еритроцитів переносить кисень до тканин і вуглекислий газ від них, а білок міоглобін запасає кисень у м’язах.

Білки — це будівельний матеріал клітин, із них побудовані тканини організму.

Білки-рецептори сприймають і передають сигнали, що надходять від сусідніх клітин або з навколишнього середовища. Наприклад, дію світла на сітківку ока сприймає білок родопсин.

Білки життєво необхідні будь-якому організму й тому є найважливішою складовою частиною харчових продуктів. У процесі травлення вони гідролізуються до амінокислот, що є сировиною для синтезу інших білків, необхідних організму.

- Якщо під час кипіння молоко збігає і пригоряє на плиті, то поширюється запах, характерний для паленого білка, що свідчить про його наявність у молоці.
- Аспартам — речовина, яку рекомендують уживати хворим на діабет і людям з надмірною вагою, у 100–200 разів солодший за цукор. Він не має гіркого металевого присмаку, характерного для сахарину. Аспартам являє собою білок, що добре засвоюється організмом людини і є джерелом амінокислот. Він не призводить до карієсу зубів, а його засвоєння не залежить від вироблення організмом інсуліну.
- Перший білок, склад якого було розшифровано,— це інсулін. Він містить лише 51 амінокислотний залишок, але на визначення їх послідовності англійському біохімікові Фредерику Сенгеру знадобилося 10 років, за що 1958 року він отримав свою першу Нобелівську премію. Фредерик Сенгер — один із чотирьох учених в історії — двічі лауреатів Нобелівської премії, причому він єдиний, хто двічі отримав їх у галузі хімії.

## Ключова ідея

Білки — природні полімери, мономерами яких є амінокислоти. Із протеїногенних амінокислот побудовані безліч різних молекул білків, які в живих організмах виконують різноманітні функції.

## Контрольні запитання

**468.** Які сполуки є амінокислотами?
**469.** Які амінокислоти частіше трапляються в природі?
**470.** Схарактеризуйте фізичні властивості амінокислот і білків.
**471.** Опишіть біологічну роль амінокислот і білків.
**472.** Опишіть рівні структурної організації білків.
**473.** Завдяки яким зв'язкам реалізуються первинна й вторинна структури білків?

## Завдання для засвоєння матеріалу

**474.** Желатин — одна із широковживаних речовин-гелеутворювачів. Якщо до розчину желатину додати свіжий ананас, то гель не утворюється. Але гель досить швидко утворюється в разі додавання до розчину желатину консервованого або підданого попередній тепловій обробці ананаса. Поясніть цей факт.

**475.** Скільки амінокислотних залишків містить білок, зображений на малюнку 38.1?

**476.** Зважаючи на будову білків, як ви вважаєте, чи залежить будова й «поведінка» молекул білків від pH розчину? Чому?

**477.** У білку курячого яйця масова частка білків становить 11 %, жирів — 0,2 %, вуглеводів — 0,7 %, а все інше — вода та неорганічні солі. У жовтку курячого яйця масова частка білків становить 16 %, жирів — 27 %, вуглеводів — 3,6 %, інше — вода, холестерол та вітаміни. Середня маса курячого яйця дорівнює 60 г, де маси шкаралупи, білка та жовтка співвідносяться як 12 : 56 : 32. Обчисліть масу білків, жирів та вуглеводів, що вживає людина з одним курячим яйцем.

**478.** Із числа органічних сполук, що ви вивчили в 9 класі, випишіть ті, молекули яких здатні утворювати водневі зв'язки. Зробіть висновок щодо впливу водневих зв'язків на властивості речовин.

**479*.** Обчисліть масу гліцину, що можна добути з оцтової кислоти масою 15 г.

**480*.** Перелічіть чинники, що спричиняють денатурацію білків. Поясніть механізм їхньої дії. Чому денатурація різних білків відбувається за різних умов?

## § 39. Природні й синтетичні органічні сполуки. Захист довкілля від стійких органічних забруднювачів

**Пригадайте:** застосування органічних речовин (за § 22–38).

### Природні й синтетичні органічні речовини на службі людства

Ви вже ознайомилися з багатьма органічними речовинами: вуглеводнями, етанолом, гліцеролом, етановою кислотою, жирами, вуглеводами та білками. Усі ці органічні сполуки є ***природними***, оскільки вони трапляються в природі. Але це не означає, що їх не можна синтезувати штучно. Останніми десятиліттями більшість цих речовин синтезують на підприємствах хімічної промисловості, оскільки виділити їх із природних об'єктів у необхідній кількості неможливо: у природі просто немає стільки необхідних речовин, скільки їх вимагає сучасне суспільство. Сировиною для синтезу багатьох речовин є переважно нафта й природний газ.

Також вам уже відома речовина, що належить до органічних полімерів, — поліетилен. Поліетилен не трапляється в природі. Жодний живий організм не може його синтезувати, тому такі речовини називають ***синтетичними***.

Звісно, що це не всі речовини, відомі людству. У цьому параграфі ми розглянемо ще деякі природні й синтетичні сполуки, які трапляються вам у повсякденному житті.

## Природні органічні сполуки

Життєво необхідними органічними сполуками для людини є **вітаміни**. Недарма це слово походить від латинського *vita* — «життя». Хвоя та чорна смородина містять вітамін С, насіння соняшника — $B_1$ (тіамін хлорид), морква — вітамін А (ретинол) тощо.

Існує багато лікарських рослин. Вони містять різні природні органічні сполуки, серед яких вирізняють групу **алкалоїдів**. Їх використання дуже різноманітне: морфін — знеболювальне, кофеїн та теобромін — психостимулятори, кодеїн — протикашльовий засіб тощо.

Із розрізів у місцях пошкоджень на стовбурах хвойних дерев часто витікає густа смола, яку називають **живиця**. Живиця — цінне джерело органічних речовин. З неї добувають скипидар, каніфоль, речовини для виготовлення лікувальних бальзамів тощо.

У Бразилії 1754 року виявили унікальне дерево — гевею. Якщо молочний сік, що витікає з розрізів на її стовбурі, відстояти та підігріти, то отримаємо **латекс** (або **натуральний каучук**). Обробкою латексу добувають різні види гуми.

Природною органічною сполукою є **віск**. Він може бути рослинним (масло жожоба) і тваринним (бджолиний). Із воску виготовляють свічки, використовують для виготовлення косметичних засобів (мазей, кремів, помад), захисного покриття дерев'яних і мармурових виробів, вибухівки. Воском покривають фрукти й сири для тривалого зберігання.

Більшість рослин має неповторний запах. Певною обробкою цей запах у рослин «забирають» у вигляді **ефірних олій**: м'ятної, лавандової, евкаліптової тощо. Ці олії використовують у парфумерії, як лікарські засоби та харчові ароматизатори.

З деяких природних об'єктів виділяють органічні сполуки, що потім використовують як **харчові домішки**. Наприклад, для загущення страв та приготування желе використовують уже відомий вам крохмаль (картопляний чи кукурудзяний), желатин (виділяють із кісток, копит та рогів), агар-агар (виділяють із червоних і бурих агарових водоростей).

## Синтетичні органічні сполуки

Поява **синтетичних волокон** стала справжньою революцією в науці й техніці. Вони значно дешевші за натуральні й дозволяють виготовляти одяг, який із натуральної сировини не виготовиш: негорючі костюми для пожежників, герметичні костюми для космонавтів, міцні канати та багато чого іншого.

Здавна для прання використовують мило та пральну соду. Але за ефективністю їх і порівнювати не можна із сучасними **синтетичними мийними засобами**. Це засоби для прання в різній воді, ручного прання або в автоматичній машині, для миття посуду, скла тощо.

Із розвитком промисловості натурального каучуку вже не вистачало, щоб задовольнити всі потреби. Майже 100 років тому відкрили спосіб добування **синтетичного каучуку**, з якого після певної обробки отримують сотні сортів гуми.

Завдяки різним добавкам із 20–30 органічних полімерів виготовляють тисячі сортів **пластмас**, що можуть замінити будь-який натуральний матеріал. А деякі пластмаси за властивостями набагато кращі за натуральні матеріали й набагато дешевші.

До відкриття пеніциліну 1928 року навіть звичайна застуда могла стати смертельною. **Антибіотики** зробили переворот у медицині. І хоча Флемінг виділив пеніцилін із натуральної сировини, сьогодні всі антибіотики — це синтетичні сполуки. Їх уже відкрито дуже багато, і вчені працюють над синтезом нових.

Рослинна сировина вже не забезпечує потреби людства в ліках. Тому багато фармацевтичних компаній синтезують різноманітні **лікарські речовини**. Хімічні компанії займаються пошуком нових лікарських речовин для лікування захворювань, що сьогодні вважають невиліковними.

До відкриття М. Зініним дешевого способу добування аніліну натуральні барвники були дуже дорогими. Сьогодні натуральні барвники майже не використовують, їх замінили **синтетичні барвники**. Вони стійкіші, не вигорають на сонці та, що дуже важливо, їх можна добути будь-якого кольору й відтінку.

Сьогодні агрономи використовують багато різних **пестицидів** — засобів хімічного захисту культурних рослин від бур'яну (гербіциди), грибків (фунгіциди) тощо. Ви також користуєтесь інсектицидами, щоб відганяти комарів та кліщів.

Харчова промисловість використовує багато різноманітних **синтетичних харчових добавок**. Це різні замінники цукру, антиоксиданти, ароматизатори, харчові барвники, консерванти, емульгатори та стабілізатори, підсилювачі смаку тощо.

Неможливо уявити автомобілебудування або будівництво без нових синтетичних матеріалів, які використовують для з'єднання деталей, захисту від корозії, герметизації стиків тощо. Такими є нові синтетичні **лаки, емалі, фарби, смоли, клеї, герметики** тощо.

Синтетичні органічні сполуки використовують для виготовлення **вибухових** та **піротехнічних** матеріалів. На жаль, їх досі використовують для виготовлення зброї, але також застосовуть і в мирних цілях: під час будування тунелів, добування корисних копалин тощо.

Хіміками створене унікальне волокно, що за будовою подібне до павутини,— **кевлар**. Тканина з нього стійка до зношування та ударів, тому з нього виготовляють армуючі тканини для бронежилетів та бронешлемів, які, зокрема, використовують військовослужбовці Збройних сил України.

Сучасна хімія націлена на революцію в інформаційних технологіях. Мініатюризація сучасних електронних пристроїв зумовила проведення певних процесів на молекулярному рівні. Незабаром з'являться пристрої для запису інформації, в яких 1 біт інформації буде зберігати одна молекула.

Останнім десятиліттям бурхливо розвивається «юний» розділ хімії — **супрамолекулярна хімія**. Учені синтезують речовини, молекули яких здатні виконувати певну механічну роботу. Уже створено прототипи молекул, які працюють як молекулярний мотор, пружина, ліфт тощо.

## Захист довкілля від стійких органічних забруднювачів

На жаль, розвиток цивілізації супроводжується забрудненням нашої планети.

По-перше, це *відходи промислових виробництв*, які викидаються в навколишнє середовище. Основними забруднювачами довкілля є лакофарбова, паперова та коксохімічна галузі. Їхні викиди вкрай токсичні, не розкладаються в природі, накопичуються в живих організмах, а у водному середовищі з них можуть утворюватися ще небезпечніші речовини.

По-друге, це *синтетичні органічні речовини*, що є «чужими» для природи, тобто за жодних обставин вони не змогли б утворитися в живих організмах. Такою речовиною є, наприклад, поліетилен. Він, звичайно, дуже зручний у використанні. Але його перевага — стійкість до багатьох природних чинників — є його недоліком. На смітнику полімерні матеріали не гниють, не розкладаються впродовж 300 і більше років на відміну від паперу, що згниє в ґрунті за 2–3 роки.

Для розв'язання цієї проблеми сьогодні розробляють нові матеріали, що зможуть швидко розкладатися у ґрунті — біопластики.

Також велику загрозу становлять *пестициди*. З одного боку, вони захищають урожай, але з дощем вони потрапляють у ґрунт, потім — у ґрунтові води, річки, моря та океани. Вони можуть отруїти мешканців Світового океану або накопичуватися в організмах риб та інших водяних тварин і разом з їжею потрапити в організм людини, спричиняючи отруєння.

Одним з найнебезпечніших пестицидів, що належить до групи стійких органічних забруднювачів (СОЗ), є ДДТ (дихлородифеніл-трихлороетан, побутова назва — дуст). Він дуже ефективний у боротьбі

**Мал. 39.1.** Викиди промислових підприємств становлять загрозу для довкілля

**Мал. 39.2.** Полімерні матеріали тривалий час зберігаються в ґрунті й забруднюють довкілля

**Мал. 39.3.** Непідконтрольне й надлишкове використання хімічних засобів захисту рослин, зокрема пестицидів, спричиняє забруднення не тільки ґрунтів, але й ґрунтових вод, річок та морів, і становить загрозу живим організмам

з малярійними комарами та шкідниками бавовнику, сої та арахісу. Але він має канцерогенну та мутагенну дію. Для отруєння достатньо 10–20 мг. Через це ДДТ заборонений для використання в багатьох країнах світу, зокрема в Україні.

Для захисту довкілля від СОЗ Організація Об'єднаних Націй ініціювала світову програму з хімічної безпеки, у результаті якої 2001 року в Стокгольмі було підписано Конвенцію по СОЗ. Згідно з нею заборонено виробництво та використання дванадцяти хімічних речовин (так званої «брудної дюжини речовин»). Україна ратифікувала цю Конвенцію 2007 року.

Але для збереження навколишнього середовища самих заборон мало. Необхідно модернізувати виробництва, втілювати нові технології очищення відходів або безвідходні технології. Те, якою Земля буде через 50–100 років, залежить від нас!

## Ключова ідея

Природні органічні сполуки містяться в природних об'єктах, а синтетичні речовини в природі не трапляються, їх добувають штучно, і часто вони є джерелом забруднення навколишнього середовища.

## Контрольні запитання

**481.** Які органічні сполуки називають природними, а які — синтетичними? Чим вони відрізняються?

**482.** Чи можуть синтетичні органічні сполуки траплятися в природі?

**483.** Перелічіть та опишіть застосування природних і синтетичних органічних речовин.

**484.** Які речовини називають стійкими органічними забруднювачами? У чому полягає проблема їх використання? Запропонуйте способи захисту довкілля від цих речовин.

## Завдання для засвоєння матеріалу

**485*.** У додаткових джерелах знайдіть інформацію про Стокгольмську конвенцію та перелік речовин, що відносять до стійких органічних забруднювачів. Які технологічні процеси є джерелом цих речовин, з якою метою використовують ці речовини? Чи реальною є відмова від виробництва й використання цих речовин? Наскільки актуальною є проблема використання цієї групи речовин для України?

**Теми навчальних проектів за темою «Початкові поняття про органічні сполуки»:**

- Використання полімерів — еколого-економічний аспект.
- Альтернативні джерела енергії.
- Екотрофологія — наука про екологічно безпечне харчування.
- Виготовлення мила з мильної основи.
- Дослідження хімічного складу їжі.
- Хімічний склад жувальних гумок.
- Хімічний склад засобів догляду за ротовою порожниною.
- Друге життя паперу.
- Джерела органічного забруднення території громади (мікрорайону).

*Перевірте свої знання за темою «Початкові поняття про органічні сполуки», виконавши тестові завдання на сайті.*

# ТЕМА 4. УЗАГАЛЬНЕННЯ ЗНАНЬ З ХІМІЇ

## § 40. Значення хімії в житті суспільства. Роль хімії для забезпечення сталого розвитку

### Значення хімії в сучасному суспільстві

Хімічні знання — це потужна сила в руках людства. Знання властивостей хімічних речовин та способів їх добування не тільки дозволяють вивчати й розуміти природу, але й добувати нові, ще не відомі речовини, передбачати існування речовин із необхідними властивостями.

Але хімія може бути небезпечною для людини й довкілля. Відомий письменник-фантаст та вчений-хімік Айзек Азімов писав: «Хімія — це смерть, що упакована в банки та коробки». І сказане справедливе не тільки для хімії, але й для електрики, радіоелектроніки, транспорту. Ми не можемо жити без електрики, але оголений дріт смертельно небезпечний, автомобілі допомагають нам пересуватися, але під їхніми колесами часто гинуть люди. Використання людством досягнень сучасної науки й техніки, зокрема й хімії, потребує високої загальної культури й глибоких знань.

Тільки відповідальне, раціональне природокористування може стати запорукою сталого розвитку нашої цивілізації!

### Хімія в повсякденному житті

Без хімії неможливо уявити сучасний побут людей. І не тільки опосередковано через використання їжі, одягу, взуття, палива, житла, але й безпосередньо через використання скляних, пластмасових, порцелянових і фаянсових виробів, лікарських препаратів, засобів для дезінфекції, косметичних виробів, різних клеїв, лаків, фарб, харчових добавок тощо.

Остаточно увійшли в наш побут різні мийні засоби. Але крім мила й шампунів ми використовуємо багато інших засобів, зокрема, для вибілювання. Дія більшості з них ґрунтується на властивостях хлоровмісних сполук, що є сильними окисниками. На деяких засобах зазначають «Не містять Хлору». Такі засоби також містять сильні окисники, наприклад натрій перборат $NaBO_2 \cdot H_2O_2 \cdot 3H_2O$ або натрій

перкарбонат $Na_2CO_3 \cdot 1{,}5H_2O_2 \cdot H_2O$. Жорстка вода може спричинити пошкодження пральних машин, тому ми використовуємо засоби для її пом'якшення.

## Створення нових матеріалів

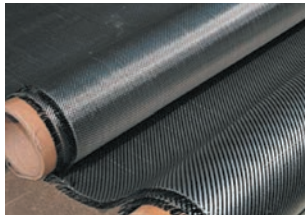
Створення нових матеріалів — потреба сучасного життя. Матеріали з новими, покращеними властивостями мають замінити застарілі. Нових матеріалів вимагають і високотехнологічні галузі: космічна й атомна техніка, електроніка. Для практичних потреб необхідні такі матеріали, як метали, полімери, кераміка, барвники, волокна.

Особливе місце серед нових матеріалів посідають композити. За багатьма властивостями — міцністю, в'язкістю — композити набагато перевищують традиційні матеріали, завдяки чому потреби суспільства в них невпинно зростають. На створення композитів витрачають дедалі більше ресурсів, а головними споживачами композитів сьогодні є автомобільна й космічна галузі (мал. 40.1).

## Біоматеріали

Із розвитком медицини виникла потреба в заміні органів та тканин в організмі людини. Матеріали, які можна використовувати для виготовлення різноманітних імплантів, створюють у хімічних лабораторіях. Металеві протези прості у виготовленні, дуже міцні, хімічно інертні й відносно дешеві. Головним недоліком металів є те, що вони піддаються корозії, через яку знижується механічна міцність, а організм отруюють йони металічних елементів. Досить перспективними для виготовлення імплантів є сплави титану (наприклад, Ti—Al—V) — вони міцні, відносно легкі й стійкі до корозії.

Сьогодні все більше використовують керамічні біоімпланти. Кераміка — чудовий біоматеріал: вона міцна, не піддається корозії. Крім



*а*

*б*

*в*

**Мал. 40.1.** Використання композитних матеріалів: вуглецеву тканину (вуглеволокно) (*а*) використовують для армування деталей велосипедів та автомобілів, зі склопластика виготовляють корпуси байдарок та невеликих човнів (*б*) і навіть цілі будинки (*в*)

**Мал. 40.2.** Сучасні біоматеріали використовують для виготовлення штучних суглобів та багатофункціональних протезів кінцівок

того, кераміка не стирається, що важливо для штучних суглобів, а також характеризується біосумісністю.

## Раціональне використання природної сировини

Природа здається невичерпною коморою, з якої людство бере потрібну сировину. За останні 20 років корисних копалин було добуто більше, ніж за всю історію людства. У світі щорічно вилучають і переробляють близько 100 млрд тонн гірських порід. Багато сировинних джерел уже виснажені, тож гостро постає сировинна проблема. Уже сьогодні багато країн відчувають брак окремих природних ресурсів. В Україні, наприклад, не вистачає нафти й природного газу.

Комплексне використання сировини й відходів — основа комбінованих виробництв (різних хімічних, хімічних з металургійними тощо).

Необхідно впроваджувати безвідходні технології, тобто такі виробничі процеси, за яких відходи одного виробництва стають сировиною (реагентами) для іншого.

Невичерпним джерелом сировини є промислові й побутові відходи. Завдання хіміків полягає в розробці методів ефективного використання таких відходів. Застосування вторинної сировини дає можливість економити природні сировину й енергію, а також знизити собівартість продукту, оскільки витрати ресурсів у 2–3 рази (а по деяких видах до 6 разів) менші,

**Мал. 40.3.** Використання енергозберігаючих технологій і альтернативних джерел енергії дозволить скоротити використання природної сировини

ніж на виробництво з первинної сировини. Наприклад виплавка сталі з металобрухту потребує в 6–7 разів менше енергетичних витрат і у 25 разів дешевша, ніж одержання сталі з руди.

### Ключова ідея

Хімія увійшла в усі сфери життя та діяльності людства. У повсякденному житті ми використовуємо багато продуктів хімічної промисловості. Використовуючи хімічні знання, створюють нові матеріали, які не існують у природі.

### Контрольні запитання

**486.** Назвіть продукти хімічних виробництв, які використовують у повсякденному житті.

**487.** Наведіть приклади несприятливого впливу використання хімічних знань, речовин або технологій на навколишнє середовище або людину.

**488.** Опишіть, яким було б ваше життя, якби в ньому не було продуктів хімічного виробництва.

**489.** Схарактеризуйте роль хімії у створенні нових матеріалів, у розв'язанні енергетичної й сировинної проблем.

### Завдання для засвоєння матеріалу

**490*.** Дізнайтеся в дорослих, чи є у вашому місті, селищі, області хімічні підприємства. Які? Що вони виготовляють? Як вони впливають на навколишнє середовище? Чи може людина відмовитися від продуктів цих виробництв? Відповідь обґрунтуйте.

**491*.** Знайдіть у додаткових джерелах інформацію про принципи раціонального природокористування і значення хімії в реалізації цих принципів.

## § 41. Місце хімії в системі наук

### Класифікація наук

Зручно класифікувати науки за тим, у якому «світі», тобто в якій сфері знань «діє» наука. Можна виділити чотири таких «світи»: світ ідей, світ природи, світ культури і світ людський (життєвий, або практичний). За цим критерієм науки класифікують на чотири класи: інтелектуалістика, природознавство, культурологія і праксеологія.

*Інтелектуалістика* як предмет використовує світ ідей, поняття про числа, фігури, цінності. До таких наук відносять математику,

філософію, теологію тощо. Інтелектуальні науки не ставлять перед собою жодної практичної мети. Інтелектуальні науки «не турбує», будуть застосовувати їхні результати чи ні.

*Природознавство* як клас наук принципово відрізняється від інтелектуалістики. Його предмет — природа, жива та нежива. Природознавство виникає в процесі зіткнення людини з природою. Основа природознавства — досвід, який одержують під час безпосереднього вивчення об'єктів або явищ. Цей досвід неможливо отримати лише міркуваннями.

*Культурологія* поєднує суспільні й історичні науки. До них відносять соціологію, історію, етнографію тощо.

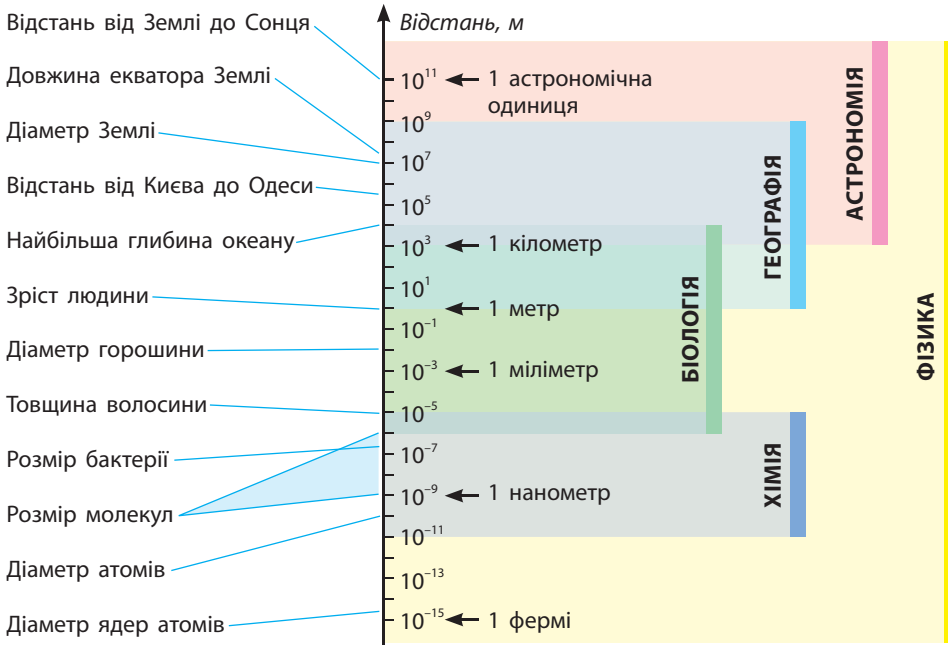
*Праксеологія* об'єднує науки, що спрямовані на практичне застосування, їх іще називають прикладними. Прикладні фізика, математика, хімія, психологія та інші використовують здобуті знання там, де це тільки можливо. До праксеології відносять економіку, педагогіку, політологію, юриспруденцію та інші науки, які реалізують загальноприйняті або значимі цінності за допомогою наукових методів. На відміну від природознавства, праксеологія суб'єктивна — застосування природничих знань може бути взаємно протилежним. Наприклад, хімічні знання можуть бути використані для створення сучасних ліків або, навпаки, хімічної зброї.

## Місце хімії серед природничих наук

Хімія — одна з природничих наук, тобто наук, що вивчають об'єкти та явища природи. Усі природничі науки вивчають природу, але з різних боків. Так, наприклад, одне й те саме тіло може вивчати і хімія, і фізика, і астрономія. Але для хімії насамперед важливий хімічний склад тіла та перетворення, що з ним можуть відбуватися. Оскільки в хімічних реакціях ядра атомів не змінюються, а відбувається лише перебудова електронної структури атомів та молекул, то для хімії можна запропонувати таке визначення:

Хімія — наука про перетворення речовин, пов'язаних зі зміною електронного оточення атомних ядер.

Складовими частинами хімічних речовин є хімічні частинки: атоми, молекули та йони. Їхні розміри — близько $10^{-10}$–$10^{-6}$ метра (мал. 41.1, с. 236). Об'єкти більших та менших розмірів вивчають інші природничі науки.




**Мал. 41.1.** Зіставлення розмірів природних об'єктів і наук, що їх вивчають

Хімія, вивчаючи атоми, молекули, хімічні речовини та їхні взаємодії, має в повному обсязі використовувати закони фізики. У свою чергу, біологія й геологія, вивчаючи свої об'єкти, мають використовувати й хімічні закони.

Ще у XVIII столітті зв'язок хімії та фізики помітив і використав у своїй роботі М. В. Ломоносов, який писав: «Хімік без знання фізики подібний до людини, що все шукати має навпомацки. І ці дві науки так пов'язані між собою, що одна без одної досконалими бути не можуть».

## Структура хімічної науки

Сучасну хімію прийнято поділяти принаймні на п'ять розділів: неорганічну, органічну, фізичну, аналітичну й хімію високомолекулярних сполук. Кожний із цих розділів також поділяють на багато окремих дисциплін (схема 7). Іноді також виділяють окремо загальну хімію, предмет вивчення якої тісно пов'язаний з неорганічною хімією: хімічні елементи, утворені ними найпростіші неорганічні

сполуки й загальні фізичні та хімічні закони. Однак чітких меж між окремими розділами не існує.

**Схема 7. Структура хімічної науки**

Для сучасної хімії характерна інтеграція з іншими науками, завдяки цьому виникають нові її розділи.

## Взаємозв'язок хімії та фізики

Особливо інтенсивно розвиваються взаємозв'язки між фізикою й хімією. На різних етапах свого розвитку фізика була для хімії джерелом різних теоретичних концепцій, що значно вплинули на розвиток хімії. Чим складнішими ставали хімічні експерименти, тим більше апаратури й фізичних методів досліджень вони вимагали. Для вимірювання теплових ефектів реакцій, проведення спектрального й рентгеноструктурного аналізу, вивчення ізотопів і радіоактивних хімічних елементів, кристалічних ґраток речовини, молекулярних структур необхідні найскладніші фізичні прилади — спектроскопи, мас-спектрографи, електронні мікроскопи тощо.

Сучасна фізика сприяла вивченню природи хімічного зв'язку, особливостей хімічної будови молекул органічних і неорганічних сполук.

На межі фізики й хімії виник такий розділ хімії, як фізична хімія. Предметом її вивчення є будова і властивості молекул хімічних сполук, вплив різних чинників на умови перебігу хімічних реакцій. Фізична хімія сьогодні є загальнотеоретичним фундаментом усієї хімічної науки. Її теорії мають велике значення для розвитку неорганічної та, особливо, органічної хімії.

У першій половині XX століття сформувався новий розділ фізики (квантова механіка, електронна теорія атомів і молекул), що пізніше почали називати хімічною фізикою. Вона вивчає взаємозв'язок і взаємоперетворення хімічної й субатомної форм енергії.

## Взаємозв'язок хімії та біології

Взаємозв'язку хімії з біологією сприяло становлення органічної хімії. Розвиток науки надав можливість детального дослідження будови й складу живої клітини, хімічних процесів у живих організмах, дозволив виявити взаємозв'язок між біологічними функціями організму та хімічними реакціями.

Такі специфічні властивості живого, як ріст, розмноження, рухливість, збудливість, здатність реагувати на зміни зовнішнього середовища, пов'язані з певними комплексами хімічних перетворень у клітинах.

Значення хімії в біологічних дослідженнях надзвичайно велике. Саме хімія виявила найважливішу роль хлорофілу як хімічної основи фотосинтезу, гемоглобіну як основи процесу дихання. Було з'ясовано хімічну природу передачі нервового збудження, визначено структуру нуклеїнових кислот тощо. Виявилося, що всі функції та процеси, які відбуваються в живому організмі, можна викласти мовою хімії у вигляді конкретних хімічних реакцій.

На межі біології, хімії та фізики виникли такі науки: біохімія — наука про обмін речовин і хімічні процеси в живих організмах; біоорганічна хімія — наука про будову, функції та способи синтезу сполук, з яких складаються живі організми; фізико-хімічна біологія — наука про функціонування складних систем передачі інформації й регулювання біологічних процесів на молекулярному рівні, а ще біофізика, біофізична хімія й радіаційна біологія.

### Ключова ідея

Усі природничі науки вивчають природу, але кожна зі свого боку. Лише поєднання всіх знань воєдино створює цілісну картину світу.

### Контрольні запитання

**492.** Наведіть відомі вам визначення науки хімії. Що є предметом вивчення хімії?

**493.** За яким принципом класифікують сучасні науки?

**494.** Які науки належать до природничих?

**495.** Які основні завдання хімії?

**496.** Назвіть, що є об'єктом вивчення: а) астрономії; б) біології; в) географії; г) фізики. У чому виявляється зв'язок між предметами вивчення цих наук і тим, що вивчає хімія?

**497.** Що, на вашу думку, вивчають біохімія, космохімія, геохімія, агрохімія, кристалохімія й аналітична хімія?

**498.** У чому полягає взаємозв'язок хімії з іншими природничими науками?

**499.** Проаналізуйте мал. 41.1. Зіставте розміри зазначених на ньому об'єктів із науками, що їх вивчають. Наведіть приклади об'єктів, що одночасно є предметом вивчення різних природничих наук.

**500.** Як ви вважаєте, що є предметом вивчення хімічних дисциплін, перелічених на схемі 7?

# § 42. Хімічна наука в Україні

## Особливості сучасної науки

Наш світ дуже швидко змінюється. Якщо порівняти число відкриттів в усіх науках, зроблених у XVIII столітті, з відкриттями за останнє десятиліття тільки в органічній хімії, то перевага буде за нашим часом. Сучасна хімія суттєво відрізняється не тільки від тієї, що була 100 років тому. Навіть 30 років тому вчені працювали зовсім по-іншому. Звісно, що закони природи не змінилися, але суттєво змінилися способи представлення та обробки хімічної інформації.

**Мал. 42.1.** Сучасна хімічна лабораторія

Завдяки комп'ютеризації науки стало можливим не тільки набирати й поширювати тексти та робити наочні презентації. Сьогодні суттєво полегшився процес розв'язування задач теоретичної хімії, обчислення геометрії складних молекул, моделювання хімічних і фізичних процесів за будь-якої температури й тиску. Звісно, що розрахункові формули були відомі давно. Але ще 30 років тому треба було за декілька місяців займати чергу, щоби скористатися комп'ютером, який тоді міг займати декілька поверхів, а ще й тиждень чекати на результати обчислень. А сьогодні будь-який комп'ютер на столі здатний розв'язувати такі задачі за хвилини.

З одного боку, технічний розвиток значно полегшив доступ до інформації та її обробку. З іншого — величезний обсяг наукової інформації перевищує здатність людини її осягнути, що призводить до звуження наукових інтересів.

Можна виділити такі особливості сучасної хімії:

• вузька спеціалізація вчених: знань накопичено стільки, що жоден хімік не може бути спеціалістом у різних розділах хімії, і будь-яке дослідження має виконувати колектив спеціалістів з різних або суміжних галузей;

• збільшення теоретичних досліджень: завдяки комп'ютеризації науки часто немає необхідності проводити той чи інший експеримент, щоб зрозуміти, відбудеться він чи ні. Часто достатньо змоделювати процеси на комп'ютері, а потім здійснювати тільки ту реакцію, що реально відбуватиметься;

• високі витрати на дослідження: сучасна хімія потребує дуже великих фінансових ресурсів. Якщо 200 років тому для обладнання лабораторії достатньо було закупити реактиви, посуд та обладнати печі для нагрівання, то сьогодні не можна обійтися без сучасних дорогих приладів для вимірювання різноманітних властивостей речовин: спектрів поглинання, ядерного магнітного резонансу, спектрів випромінювання, хроматограми тощо.

## Становлення хімічної науки в Україні

Використання певних хімічних знань на території України відбувалося ще у сиву давнину і було пов'язане з виплавлянням металів, виготовленням кераміки, пороху тощо. Але як наука хімія почала розвиватися відносно недавно, від початку XIX століття, із розвитком наукових центрів.

Перші наукові дослідження з хімії пов'язані із заснуванням Харківського університету (1804 р.), в якому свої дослідження починав

*а* *б*

**Мал. 42.2.** Харківський національний університет імені В. Н. Каразіна: *а* — перший корпус університету з 1804 р. (колишній губернаторський палац); *б* — сучасний вигляд головного корпусу

Василь Каразін. У різні роки XIX століття розвиток хімії в Харкові був пов'язаний з М. Бекетовим (термохімія та теорія розчинів, відкрив ряд активності металів), О. Ельтековим (органічна хімія), О. Данилевським (фізіологічна хімія), О. Палладіним (біохімія).

У заснованому 1833 року Київському університеті хімічні дослідження проводили М. Каяндер (електролітична дисоціація), Я. Михайленко та О. Сперанський (теорія розчинів). Дослідженнями з колоїдної хімії займалися І. Борщов та А. Думанський (останній першим почав читати лекції з цієї дисципліни). Також у Київському університеті сформувалася потужна школа хіміків-органіків завдяки працям П. Алексєєва, М. Бунге і всесвітньо відомого С. Реформатського, який дослідив новий тип реакцій за участі органічних кислот (реакція Реформатського).

*а* *б*

**Мал. 42.3.** Київський національний університет імені Тараса Шевченка: *а* — фотографія XIX ст.; *б* — сучасний вигляд головного «червоного» корпусу

*а* *б*

**Мал. 42.4.** Львівський національний університет імені Івана Франка: *а* — головний корпус (колишній будинок Галицького сейму); *б* — наукова бібліотека університету, одна з найстаріших в Україні

У Львівському університеті від середини XIX століття досліди з аналітичної хімії проводив Л. Пебаль, із загальної та фармацевтичної хімії — Б. Радзішевський, із фізичної хімії — С. Толлочка, з органічної хімії — В. Кемула та Е. Ліннеман.

Розвитку хімії в Одеському університеті сприяли такі видатні хіміки, як П. Мелікішвілі та М. Зелінський (органічна хімія), Ф. Шведов (колоїдна хімія), О. Саханов (електрохімія), Л. Писаржевський (окисно-відновні реакції) та І. Горбачевський (біохімія).

Також варто відзначити першого президента Української академії наук, всесвітньо відомого Володимира Івановича Вернадського, який став засновником нового розділу науки біогеохімії та автором учення про біосферу й ноосферу.

*а* *б*

**Мал. 42.5.** Одеський національний університет імені І. І. Мечникова: *а* — головний корпус; *б* — хімічний факультет

## Хімічна наука в сучасній Україні

Сьогодні хімія є однією з найважливіших природничих наук. Формально хімічну науку поділяють на університетську та академічну. Університетська наука — це дослідження, що проводять у вищих навчальних закладах (університетах) силами викладачів, аспірантів та студентів. Здебільшого в університетах проводять фундаментальні дослідження, спрямовані на вирішення фундаментальних питань, пов'язаних із формулюванням сучасних теорій і гіпотез. Потужні хімічні школи сьогодні є в університетах Києва, Львова, Харкова, Одеси, Черкас, Чернівців, Дніпра, Ужгорода та інших.

Інший бік науки — академічний, де дослідження проводять в установах Національної академії наук (НАН) України. У структурі НАН України працює багато наукових закладів, серед яких є і спеціалізовані на хімічних дослідженнях: Інститут органічної хімії (Київ), Інститут фізичної хімії імені Л. В. Писаржевського (Дніпро), Фізико-хімічний інститут імені О. В. Богатського (Одеса), Інститут хімії високомолекулярних сполук (Київ), Інститут загальної та неорганічної хімії імені В. І. Вернадського (Київ), Інститут біохімії імені О. В. Палладіна (Київ), Інститут колоїдної хімії та хімії води імені А. В. Думанського (Київ), Інститут фізико-органічної хімії та вуглехімії імені Л. М. Литвиненка (Київ), Інститут біоорганічної та нафтохімії (Київ), Інститут біоколоїдної хімії імені Ф. Д. Овчаренка (Київ), Інститут хімії поверхні імені О. О. Чуйка (Київ) та Інститут монокристалів (Харків).

Уже тільки за назвами цих інститутів можна уявити сферу наукових досліджень, що в них проводять. Академічні інститути є флагманами фундаментальних і прикладних наукових досліджень. У них розробляють нові сучасні матеріали, флуоресцентні сполуки для експрес-аналізів ґрунтів, води та біолого-медичних досліджень, проводять дослідження в галузі супрамолекулярної хімії та нанохімії.

Слід відзначити, що дуже важливими є дослідження в прикладній хімії, завдяки яким розробляють нові технології видобутку корисних копалин, переробки нафти, нові методи металургійного виробництва тощо. Заслуговують на увагу й досягнення світового рівня з удосконалення технології створення продуктів швидкого приготування, синтез біоактивних керамічних матеріалів для імплантів та відновлення кісткової тканини. Нещодавно в Інституті монокристалів (м. Харків) презентували новий матеріал на основі штучного сапфіру, що за своїми характеристиками в три рази перевищує міцність броньованого

*а* *б* *в*

**Мал. 42.6.** Продукція НТК «Інститут монокристалів» НАН України (м. Харків): сцинтиляційні матеріали для лазерних пристроїв (*а*) та атомних реакторів (*б*); з монокристалів сапфіру виготовляють броньоване скло для засобів наведення та бронемашин Збройних сил України (*в*)

скла. Також презентували надтонкі пластини з германію для сучасних тепловізійних приладів. Такими матеріалами вже оснащують українську військову техніку.

## Ключова ідея

Сучасна наука суттєво відрізняється від принципів роботи вчених XIX століття, насамперед завдяки новітнім досягненням у сфері високих технологій. Сучасного науковця відрізняє вузька спеціалізація та можливість проведення уявних експериментів за допомогою комп'ютерного моделювання.

## Контрольні запитання

**501.** Що відрізняє наукову роботу сучасного вченого від роботи вчених XVIII–XIX століття?

**502.** Як відбувалося становлення хімічної науки в Україні?

**503.** Наведіть прізвища вчених — творців хімічної науки в Україні.

**504.** На сторінках цього підручника знайдіть інформацію про вітчизняних і зарубіжних учених. Опишіть їхній внесок у становлення теорій, відкриття законів та наукових досліджень, які ви вивчили протягом 9 класу.

**505.** В яких регіонах України розвивається сучасна хімія?

**506.** Над якими питаннями працюють сучасні вчені-хіміки?

**507*.** У додаткових джерелах знайдіть інформацію про наукові хімічні задачі, що розв'язують в одній із наведених установ НАН України. Поясніть її актуальність і необхідність для сучасного суспільства.

## § 43. Хімічне виробництво в Україні

### Місце хімічної галузі в промисловості України

Хімічний комплекс — один із провідних у структурі сучасної економіки України. Від його розвитку значною мірою залежить науково-технічний прогрес країни. Хімічні виробництва виготовляють продукцію для всіх основних галузей промисловості, транспорту, сільського господарства, оборони, побутового обслуговування й інших сфер діяльності.

Хімічна галузь України нараховує близько 200 підприємств і об'єднань, у яких зайнято понад 350 тис. осіб. Хімічні підприємства виробляють до 20 тис. найменувань продукції на суму 40–45 млрд грн (табл. 13).

Сьогодні основу хімічного комплексу становить виробництво мінеральних добрив, на яке припадає понад 60 % усієї виробленої в країні хімічної продукції.

До складу хімічного комплексу країни входять ряд спеціалізованих галузей, які використовують різну сировину, виготовляють великий асортимент продукції та поєднані між собою спільною технологією. Зазвичай виділяють основну (неорганічну) хімію, хімію органічного синтезу, гірничо-хімічну, фармацевтичну та мікробіологічну промисловість, побутову хімію.

**Таблиця 13. Виробництво окремих видів продукції хімічної промисловості в Україні**

| Найменування продукції | Рік | | | |
|---|---|---|---|---|
| | 1990 | 1997 | 2010 | 2015 |
| Амоніак синтетичний, тис. т | 2086 | 3782 | 4163 | 2168 |
| Мінеральні добрива (у перерахунку на корисні речовини), тис. т | 2376 | 4815 | 2285 | 1345 |
| Сульфатна кислота, тис. т | 1438 | 5011 | 1295 | 525 |
| Сода кальцинована, тис. т | 368 | 1120 | 858 | 640 |
| Сода каустична, тис. т | 156 | 445 | 85,6 | 36 |
| Хімічні волокна й нитки, тис. т | 26,0 | 179,2 | 15,6 | 45,3 |
| Шини, тис. шт. | 7544 | 11 203 | 3901 | 14255 |
| Хімічні засоби захисту рослин (у перерахунку на діючі речовини) | 2,7 | 50,5 | — | 73,4 |

## Сировинна база хімічної промисловості України

Україна має потужну сировинну базу для хімічної промисловості, тобто запаси майже всіх видів мінеральної хімічної сировини: вугілля, природного газу, нафти, сірки, карбонатної сировини, кухонної й калійної солей, титанових руд тощо. З основних видів мінеральної сировини в Україні поки що не виявлено родовища фосфорної сировини (відомі лише незначні родовища фосфоритів і апатиту).

Україна має практично невичерпні запаси кухонної солі (понад 10 млрд тонн), більша частина яких зосереджена в Артемівсько-Слов'янському родовищі на межі Донецької, Луганської та Харківської областей. Велике значення для хімічної промисловості мають також запаси солей Північного Криму, зокрема Сиваських озер, у складі яких містяться розчини солей Натрію, Магнію, Брому, Йоду, Титану та інших цінних елементів.

У Прикарпатті є родовища калійних солей, з яких добувають безхлорні добрива й магній. Розробляють великі родовища в Івано-Франківській (Калуш) і Львівській (Стебник) областях.

Україна має великі родовища самородної сірки в Прикарпатті: Роздольське, Яворівське, Немирівське (Львівська область), Глумаївське (Івано-Франківська область) тощо.

Родовища фосфоровмісної сировини — апатитові руди — зосереджені в межах Дніпропетровської та Житомирської областей.

На території України розвідано досить великі родовища титанових руд, які використовують для добування чистого металу, а також для виробництва пігментного титан(IV) оксиду. Основні родовища титанових руд є в Житомирській і Дніпропетровській областях.

**Мал. 43.1.** Розробка нафтового родовища в чорноморському шельфі

**Мал. 43.2.** Сиваські озера багаті на різні солі, що є сировиною для багатьох виробництв. Концентрація солей настільки велика, що вони відкладаються на березі

**Мал. 43.3.** Родовище залізної руди поблизу Кривого Рогу розробляють відкритим способом

**Мал. 43.4.** Нафтові танки Лисичанського нафтопереробного заводу — одного з найбільших переробників нафти

Карбонатна сировина (крейда, вапняк) наявна в багатьох місцях України (Причорномор'я, Донецько-придніпровська низовина тощо) і повністю забезпечує потреби хімічної промисловості в цій сировині.

Утім, незважаючи на наявність потужної сировинної бази, для хімічної промисловості характерна істотна залежність від імпорту певних видів сировини (природного газу, апатитових концентратів, сірчаного колчедану тощо) і напівфабрикатів (синтетичного каучуку, целюлози тощо).

## Підприємства хімічної промисловості України

Однією з провідних підгалузей хімічної промисловості України є добування мінеральних добрив, насамперед азотних (амоніачної селітри, карбаміду, амоній сульфату тощо). Їх добувають синтезом з азоту повітря й водню, що виділяється з відходів коксохімічного й доменного виробництв. Разом із добривами на тих самих заводах виготовляють нітратну кислоту й супутні продукти, які використовують для виробництва пластмас, синтетичних волокон, різноманітних барвників тощо. Основні виробництва розташовані в Донбасі й Придніпров'ї (Кам'янське, Кривій Ріг тощо), а також у Черкасах, Рівному та у припортових районах Одеси.

Виробництво калійних добрив розвивається в Прикарпатті й Калуші (Івано-Франківська обл.) та Стебнику (Львівська обл.). Калійні добрива виготовляють також на титаномагнієвому комбінаті в Запоріжжі разом з основним виробництвом.

Важливе місце в хімічному комплексі України посідає виробництво сульфатної кислоти й соди. Сульфатна кислота — це «хліб»

хімічної промисловості. Вона є універсальним хімікатом, оскільки використовується для виробництва мінеральних (фосфатних) добрив та інших кислот, у металургійній, нафтопереробній, текстильній та інших галузях промисловості. Виробництво сульфатної кислоти зосереджено в Сумах, Костянтинівці, Вінниці й Одесі. Крім того, її виготовляють у Кам'янському («ДніпроАзот»), на коксохімічних заводах Донбасу і Придніпров'я. Сировиною для добування сульфатної кислоти може бути будь-яка речовина, що містить Сульфур: природна сірка, сірчаний колчедан тощо. В Україні є великі запаси сірки у Львівській області, на базі яких створено гірничо-хімічні підприємства в Роздолі та Яворові. У Костянтинівці сульфатну кислоту виготовляють із сірчистих газів — побічного продукту виплавки цинку.

Для виробництва соди використовують кухонну сіль, вапняк і багато палива (на 1 т готової продукції використовують 5 $м^3$ соляного розсолу й 1,5 т вапняку). Содове виробництво сконцентровано в Донбасі (Слов'янськ), де є великі запаси кухонної солі. Значне виробництво соди зосереджено на Кримському содовому заводі в місті Красноперекопську, що працює на солях Сиваських озер. Продукцію содової промисловості (кальцинована й каустична сода, гідрогенкарбонати) широко використовують у скловарній, паперовій, фармацевтичній, харчовій промисловості, а також для побутових потреб населення.

Провідною галуззю в структурі хімічної промисловості України є виробництво полімерних матеріалів: синтетичних смол, різноманітних пластмас, синтетичного волокна тощо. Таке виробництво неймовірно складне. Воно потребує значних кількостей вуглеводневої сировини, електроенергії, теплоти й води.

**Мал. 43.5.** Виробництво амоніаку на Одеському припортовому заводі

**Мал. 43.6.** Черкаське виробниче об'єднання «Азот» — потужний виробник мінеральних добрив в Україні

**Мал. 43.7.** Колона крекінгу нафти на Одеському нафтопереробному заводі

Синтетичні смоли й пластмаси виготовляють у районах зосередження сировини: в Донбасі (Сєвєродонецьк), у Придніпров'ї (Кам'янське, Дніпро, Запоріжжя), Черкасах, Одесі тощо.

Синтетичні смоли, які виготовляють в Україні, а також імпортовану целюлозу використовують для виробництва хімічних волокон. Це виробництво характеризується значною трудомісткістю й тому зосереджене в районах, добре забезпечених трудовими ресурсами, що, як правило, також є регіонами зосередження текстильної промисловості. Хімічні волокна виготовляють у Києві, Чернігові, Черкасах, Житомирі, Соколі (Львівська обл.). Близько третини хімічних волокон, що виготовляють в Україні, використовують для технічних потреб.

Полімерні матеріали є основою гумово-азбестової промисловості України. Із нею сполучені інші виробництва, які є найбільшими споживачами синтетичного каучуку, хімічних волокон, сажі. Вона тісно пов'язана з машинобудуванням, зокрема з автомобілебудуванням — головним споживачем шин. Основною сировиною цієї промисловості є каучук, який імпортують із Росії, і технічна сажа, яку виготовляють із природного й супутнього газів у Кременчуці й Стаханові. Більшість підприємств гумово-азбестової промисловості зосереджені в Дніпрі й Білій Церкві, а також у Харкові, Києві, Запоріжжі, Одесі, Бердянську тощо.

**Мал. 43.8.** Підприємство «Сумихімпром» — один із найстаріших хімічних заводів — потужний виробник фосфатних добрив, титанових білил і ферумовмісних пігментів

В Україні розвинена лакофарбова промисловість. Сировиною для неї є природні смоли, рослинні олії, синтетичні матеріали. Асортимент продукції, яку виготовляють, дуже широкий: антикорозійні й декоративні лаки та фарби, розчинники, смоли тощо. Основну частку цієї продукції виготовляють на Донбасі та в Придніпров'ї (Дніпро, Кривий Ріг). Виробництво лаків і фарб є також у Києві, Харкові, Кременчуці, Львові, Бориславовичі, Івано-Франківську, Одесі.

У великих містах, що мають науково-дослідні заклади, розвинена хіміко-фармацевтична промисловість, її центри — Київ, Житомир, Харків, Полтава, Львів, Одеса.

## Ключова ідея

Хімічна промисловість разом із машинобудуванням і виплавленням сталі є локомотивом економіки України.

## Контрольні запитання

**508.** Схарактеризуйте хімічну галузь народногосподарського комплексу України.

**509.** Назвіть продукти хімічної галузі України, що використовують: а) у сільському господарстві; б) у машинобудуванні; в) у текстильній промисловості; г) у побуті.

**510.** Опишіть сировину, яку добувають в Україні для хімічної галузі. В яких родовищах вона зосереджена? Де вони розташовані?

**511.** Яку сировину Україна має імпортувати?

**512.** Перелічіть основні групи продуктів хімічної галузі. На яких підприємствах або в яких регіонах їх виробляють?

**513.** Які підприємства хімічної галузі розташовані у вашій місцевості? Опишіть продукти, які на них виробляють.

**Теми навчальних проектів за темою «Роль хімії в житті суспільства»:**

- Видатні вітчизняні й зарубіжні хіміки як учені й особистості.
- Екологічна ситуація в моїй місцевості: відчуваю, думаю, дію.
- Анкетування учнів навчального закладу щодо їхньої участі в розв'язуванні екологічних проблем місцевості.
- Дослідження достовірності реклами з погляду хімії.

## ДОДАТОК 1

### Розрахункові формули, що використовують у хімії

**Кількість речовини** $n = \frac{N}{N_A}$ або $n = \frac{m}{M}$ або $n = \frac{V}{V_m}$

**Масова частка елемента в сполуці** $w(\text{елемента}) = \frac{n \cdot A_r(\text{елемента})}{M_r(\text{речовини})}$

або $w(\text{елемента}) = \frac{x \cdot M(\text{елемента})}{M(\text{речовини})}$

**Масова частка солі в кристалогідраті** $w(\text{солі}) = \frac{M(\text{солі})}{M(\text{кристалогідрату})}$

**Масова частка речовини в розчині** $w(\text{речовини}) = \frac{m(\text{речовини})}{m(\text{розчину})}$

**Густина** $\rho = \frac{m}{V}$

**Відносна густина газу** $D_A(\text{B}) = \frac{\rho(\text{B})}{\rho(\text{A})} = \frac{M(\text{B})}{M(\text{A})}$

Для повітря використовують середню молярну масу $M = 29$ г/моль.

## ДОДАТОК 2

### Характерні ступені окиснення деяких елементів

| | |
|---|---|
| Нітроген | $NH_3$, AlN (-3); $N_2H_4$ (-2); $NH_2OH$ (-1); $N_2$ (0); $N_2O$ (+1); NO (+2); $N_2O_3$, $HNO_2$, $NaNO_2$ (+3); $NO_2$, $N_2O_4$ (+4); $N_2O_5$, $HNO_3$, $NaNO_3$ (+5) |
| Фосфор | $PH_3$, $Ca_3P_2$ (-3); $P_2H_4$ (-2); P (0); $H_3PO_2$, $NaH_2PO_2$ (+1); $P_2O_3$, $H_3PO_3$, $PCl_3$ (+3); $P_2O_5$, $H_3PO_4$, $Na_3PO_4$ (+5) |
| Сульфур | $H_2S$, $Na_2S$ (-2); $H_2S_2$, $FeS_2$ (-1); S (0); $S_2Cl_2$ (+1); $SCl_2$ (+2); $SO_2$, $Na_2SO_3$ (+4); $SO_3$, $K_2SO_4$ (+6) |
| Хлор | HCl, NaCl (-1); $Cl_2$ (0); $Cl_2O$, HClO (+1); $HClO_2$ (+3); $ClO_2$ (+4); $HClO_3$, $KClO_3$ (+5); $HClO_4$, $KClO_4$ (+7) |
| Манган | Mn (0); MnO, $MnSO_4$ (+2); $Mn_2O_3$ (+3); $MnO_2$ (+4); $K_2MnO_4$ (+6); $KMnO_4$ (+7) |
| Ферум | Fe (0); FeO, $FeCl_2$ (+2); $Fe_2O_3$, $FeCl_3$ (+3); $K_2FeO_4$ (+6) |

# Відповіді на розрахункові задачі

## Повторення найважливіших питань курсу хімії 8 класу

**9.** 336 та 112 л. **10.** 3,1 г. **11.** 1514 г. **12.** 5.

## Тема 1. Розчини

**37.** 160 г. **38.** 1998 г. **50.** $MgSO_4 \cdot 7H_2O$. **51.** $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$. **67.** а) 120 г; б) ≈88 г; в) ≈25 г; г) ≈4 г; д) 20 та 85 г. **71.** 720 мл, менше, більше. **72.** 0,32 г. **73.** ≈1,1 г, малорозчинна. **74.** а) розчинна; б) малорозчинна; в) нерозчинна. **75.** ≈65 г. **81.** 164 мл, 218 г. **82.** 52,4 %. **83.** 29,7 мл. **84.** ≈44,9 %. **85.** 35 г на 100 г води. **86.** 42,8 г. **87.** 2,24 л. **88.** 15,6 г. **89.** 2244 г. **90.** а) 7,11 %; б) 6,12 %; в) 19,5 %; г) 11,8 %; д) 5,75 %. **91.** 36,6 г кристалогідрату, ≈963 г води, 20 г безводної солі. **96.** а) 2 моль; б) 2 моль; в) 3 моль; г) 3 моль. **111.** 2 моль. **125.** 14,2 г. **126.** 0,008 моль, середньої сили. **142.** а) не зміниться; б) знебарвиться; в) знебарвиться. **156.** 1,435 г. **158.** 1,095 г.

## Тема 2. Хімічні реакції

**212.** а) 92 кДж; б) 92 кДж. **214.** $\Delta H = -890$ кДж/моль. **215.** $\Delta H = -1318$ кДж/моль. **216.** $\Delta H = +101{,}6$ кДж/моль. **218.** $\Delta H = -566$ кДж/моль. **219.** $\Delta H = +272$ кДж/моль. **220.** $\Delta H = -95$ кДж/моль. **236.** У першому. **237.** 0,005 моль/добу, 8,4 л. **238.** У першому. **239.** 0,005 моль/с.

## Тема 3. Початкові поняття про органічні сполуки

**265.** Менша в 1,8 раза. **266.** 0,002 %. **267.** 56 л. **268.** 1,1 м$^3$. **269.** 44 роки. **279.** 75 % у метані, 81,8 % у пропані. **280.** Етан. **287.** 28 л кисню, 16,8 л вуглекислого газу. **288.** 7,1 г. **289.** ≈12,6 г. **290.** а) 7,575 г, б) 12,75 г, в) 17,925 г, г) 23,1 г. **291.** 31,8 % на нагрівання. **295.** Найбільше у пропану, найменше в метану. **296.** $C_3H_8$. **297.** Більше в другому випадку. **298.** Пропану. **299.** 150 л. **301.** У 3 рази. **302.** У 1,1 раза. **303.** 22,5 л кисню, 15 л оксиду. **304.** а) $V(O_2) = 700$ мл, $V(CO_2) = 600$ мл; б) $V(C_2H_6) = 1$ л, $V(CO_2) = 2$ л; в) $V(C_2H_6) = 400$ м$^3$, $V(O_2) = 1400$ м$^3$. **305.** 24 л. **306.** 10 л. **313.** В етену, обидва легші за повітря. **314.** Однакові. **315.** Етину. **316.** Етену 0,028 %, етину 0,16 %. **318.** а) 5,6 л; б) 11,2 л. **319.** 1,12 л. **320.** а) Зменшиться у 2 рази; б) не зміниться. **330.** 10 000. **331.** 85,7 % Карбону та 14,3 % Гідрогену в обох випадках. **351.** Збільшиться в 1,05 раза. **367.** $\Delta H = -1408$ кДж/моль. **368.** 45,3 %. **369.** 4,6 г. **370.** 9 л кисню, 6 л вуглекислого газу. **371.** 50 г. **386.** 1,46 л для етанолу та 0,85 л для гліцеролу. **387.** 12,3 %. **401.** 64,3 г есенції, 685,7 мл води. **402.** 82,9 г. **403.** 1,57 г. **404.** 8,4 г. **405.** 1,5 г. **406.** 94,3 г. **420.** ≈406 л. **434.** Другий. **435.** 1030 л. **444.** а) 40 % Карбону та 60 % води; б) 42,1 % Карбону та 57,9 % води. **447.** 50 г. **448.** $\Delta H = -2800$ кДж/моль. **450.** 342 г сахарози та 18 г води. **451.** 37,5 г. **452.** $1{,}02 \cdot 10^{17}$ л або 102 трлн м$^3$. **461.** 12 963. **462.** 1,066 м$^3$. **463.** 5,7 %. **464.** По 138,3 л вуглекислого газу та кисню. **477.** Білків 6,768 г, жирів 5,2512 г, вуглеводів 0,9264 г. **479.** 18,75 г.

# Алфавітний покажчик


**А**

Амінокислоти 218
Аніон 47

**Б**

Білки 219

**В**

Відновлення 89
Водневий зв'язок 32
Водневий показник 61
Вуглеводи 202
Вуглеводні 138
  насичені 146
  ненасичені 155

**Г**

Гель 20
Гідрат 26
Гомологічна різниця 144
Гомологічний ряд 144

**Д**

Диполь 26
Дисахариди 207
Дисперсні системи 17

**Е**

Електроліти 44
  сильні 55
  слабкі 57
Електролітична дисоціація 46
Елементарна ланка 162
Емульсія 18
Ентальпія 110

**Ж**

Жири 196

**З**

Завись 18

**І**

Інгібітор 122

**К**

Кам'яне вугілля 169
Каталізатор 122
Катіон 47
Кислота 50
Кислоти карбонові 190
Кислотність середовища 60
Класифікація органічних сполук 136
Коефіцієнт розчинності 35
Крива розчинності 36
Кристалогідрат 29

**М**

Мило 191
Мономер 162

**Н**

Нафта 166
Неелектроліт 44

**О**

Окиснення 89
Основа 52

**П**

Полімер 162
Полімеризація 162
Полісахариди 210
Природний газ 169

**Р**

Реакції
  заміщення 128
  екзотермічні 107
  ендотермічні 108
  необоротні 129
  оборотні 129
  обміну 128
  окисно-відновні 89
  полімеризації 161
  розкладу 128
  сполучення 128
  якісні 78
Розчин
  істинний 20
  колоїдний 20
  насичений 39
  ненасичений 39
  концентрований 39
  розведений 39
Розчинність 34

**С**

Сіль 52
Спирти 172
Ступінь дисоціації 57
Ступінь полімеризації 162
Суспензія 18

**Т**

Тепловий ефект реакції 110

**Ф**

Ферменти 123
Фракції нафти 166

**Ш**

Швидкість хімічної реакції 116

# Зміст

**Повторення найважливіших питань курсу хімії 8 класу ..... 5**
§ 1. Склад і властивості основних класів неорганічних сполук ..... 5
§ 2. Хімічний зв'язок і будова речовини ..... 11

**Тема 1. Розчини**
§ 3. Поняття про дисперсні системи. Колоїдні та істинні розчини ..... 17
Домашній експеримент № 1 ..... 24
§ 4. Будова молекули води. Розчинення речовин у воді. Кристалогідрати ..... 25
§ 5. Поняття про водневий зв'язок ..... 31
§ 6. Розчинність речовин, її залежність від різних чинників ..... 34
§ 7. Характеристики розчинів ..... 39
§ 8. Електроліти й неелектроліти. Електролітична дисоціація ..... 44
§ 9. Електролітична дисоціація кислот, основ і солей у водних розчинах ..... 50
§ 10. Сильні й слабкі електроліти. Ступінь електролітичної дисоціації ..... 55
§ 11. Кислотність середовища. Поняття про pH розчину ..... 60
Лабораторні досліди № 1–3 ..... 65
§ 12. Реакції обміну між розчинами електролітів. Йонно-молекулярні рівняння хімічних реакцій ..... 68
Лабораторні досліди № 4–6 ..... 74
Практична робота № 1 ..... 76
§ 13. Виявлення йонів у розчинах ..... 77
Лабораторні досліди № 7–9 ..... 80
Практична робота № 2 ..... 82

**Тема 2. Хімічні реакції**
§ 14. Ступінь окиснення елементів ..... 84
§ 15. Окисно-відновні реакції ..... 88
§ 16. Окисники й відновники ..... 95
§ 17. Складання рівнянь окисно-відновних реакцій. Метод електронного балансу ..... 100
§ 18. Тепловий ефект хімічних реакцій ..... 107
§ 19. Термохімічні рівняння реакцій ..... 113
§ 20. Швидкість хімічної реакції ..... 116
Лабораторний дослід № 10 ..... 124
Практична робота № 3 ..... 127
§ 21. Класифікація хімічних реакцій ..... 128

## Тема 3. Початкові поняття про органічні сполуки

§ 22. Вступ до органічної хімії ..... 132
§ 23. Метан — найпростіший вуглеводень ..... 138
§ 24. Гомологи метану — насичені вуглеводні ..... 143
§ 25. Властивості метану та його гомологів, їх застосування ..... 147
§ 26. Співвідношення об'ємів газів у хімічних реакціях ..... 152
§ 27. Етен і етин — ненасичені вуглеводні ..... 155
§ 28. Поняття про полімери. Поліетилен ..... 161
§ 29. Природні джерела вуглеводнів ..... 166
§ 30. Етиловий спирт ..... 172
§ 31. Отруйність метанолу та етанолу ..... 177
§ 32. Гліцерол ..... 179
Лабораторний дослід № 11 ..... 182
§ 33. Карбонові кислоти. Етанова кислота ..... 184
Практична робота № 4 ..... 189
§ 34. Вищі карбонові кислоти. Мило ..... 190
Домашній експеримент № 2 ..... 195
§ 35. Жири ..... 196
§ 36. Вуглеводи: глюкоза та сахароза ..... 202
Лабораторний дослід № 12 ..... 209
§ 37. Вуглеводи: крохмаль та целюлоза ..... 210
Лабораторні досліди № 13, 14 ..... 214
Домашній експеримент № 3 ..... 215
Практична робота № 5 ..... 216
§ 38. Білки та амінокислоти ..... 218
§ 39. Природні й синтетичні органічні сполуки. Захист довкілля від стійких органічних забруднювачів ..... 224

## Тема 4. Узагальнення знань з хімії

§ 40. Значення хімії в житті суспільства. Роль хімії для забезпечення сталого розвитку ..... 231
§ 41. Місце хімії в системі наук ..... 234
§ 42. Хімічна наука в Україні ..... 239
§ 43. Хімічне виробництво в Україні ..... 245

## Додатки

Розрахункові формули, що використовують у хімії ..... 251
Характерні ступені окиснення деяких елементів ..... 251

Відповіді на розрахункові задачі ..... 252
Алфавітний покажчик ..... 253

Відомості про користування підручником

| № з/п | Прізвище та ім'я учня / учениці | Навчальний рік | Стан підручника | |
|---|---|---|---|---|
| | | | на початку року | в кінці року |
| 1 | | | | |
| 2 | | | | |
| 3 | | | | |
| 4 | | | | |
| 5 | | | | |

Навчальне видання

*ГРИГОРОВИЧ Олексій Владиславович*

**«ХІМІЯ»**
**підручник для 9 класу загальноосвітніх навчальних закладів**

**Рекомендовано Міністерством освіти і науки України**

Видано за рахунок державних коштів. Продаж заборонено

Редактори *Т. М. Мишиньова*, *І. Г. Шахова*. Технічний редактор *А. В. Пліско*.
Комп'ютерна верстка *А. О. Цибань*. Коректор *Н. В. Красна*.
Художник *О. С. Юхтман*. Художнє оформлення *В. І. Труфен*.

В оформленні підручника використані зображення,
розміщені в мережі Інтернет для вільного використання

Підписано до друку 28.06.2017. Формат 70×90/16.
Гарнітура Шкільна. Друк офсетний. Ум. друк. арк. 18,72.
Обл.-вид. арк. 24,34. Тираж 119187. Зам. 22-07.

ТОВ Видавництво «Ранок»,
вул. Кібальчича, 27, к. 135, Харків, 61071.
Свідоцтво суб'єкта видавничої справи ДК № 5215 від 22.09.2016.
Адреса редакції: вул. Космічна, 21а, Харків, 61145.
E-mail: office@ranok.com.ua. Тел. (057) 701-11-22, тел./факс (057) 719-58-67.

Надруковано у друкарні ТОВ «ТРІАДА-ПАК»,
пров. Сімферопольський, 6, Харків, 61052.
Свідоцтво суб'єкта видавничої справи ДК № № 5340 від 15.05.2017.
Тел. +38 (057) 703-12-21. E-mail: sale@triada.kharkov.ua

## Таблиця розчинності кислот, гідроксидів і солей у воді (за 25 °C)

| Аніони | Назва аніона | Катіони | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| | | $H^+$ | $Li^+$ | $Na^+$ | $K^+$ | $NH_4^+$ | $Mg^{2+}$ | $Ca^{2+}$ | $Sr^{2+}$ | $Ba^{2+}$ | $Al^{3+}$ | $Cr^{3+}$ | $Mn^{2+}$ | $Fe^{2+}$ | $Fe^{3+}$ | $Co^{2+}$ | $Ni^{2+}$ | $Cu^{2+}$ | $Zn^{2+}$ | $Cd^{2+}$ | $Ag^+$ | $Pb^{2+}$ | $Sn^{2+}$ | $Hg^{2+}$ | $Au^{3+}$ |
| $OH^-$ | гідроксид | | М | Р | Р | Р• | Н | М | М | Р | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | • | Н | Н | • | • |
| $F^-$ | флуорид | Р | М | Р | Р | Р | Н | Н | М | М | М | Р | М | М | М$^{Г}$ | Р | Р | М | Н | Р | Р | М | Р | Г | Г |
| $Cl^-$ | хлорид | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Н | М | Р$^{Г}$ | Р | Р$^{Г}$ |
| $Br^-$ | бромід | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Н | М | Р$^{Г}$ | М | Н$^{Г}$ |
| $I^-$ | йодид | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | М | Р | Р | — | Р | Р | — | Р | Р | Н | М | М$^{Г}$ | Н | Н |
| $CO_3^{2-}$ | карбонат | М• | М | Р | Р | Р$^{Г}$ | М$^{Г}$ | Н | Н | Н | — | — | Н | Н | — | Н$^{Г}$ | Н$^{Г}$ | Н$^{Г}$ | Н$^{Г}$ | Н | Н | Н | Г | — | — |
| $SiO_3^{2-}$ | силікат | Н | М | Р | Р | — | Н | Н | Н | Н | Н$^{Г}$ | Н$^{Г}$ | Н | Н | Н$^{Г}$ | Н | Н | Н | Н | М | Н | Н | Г | — | — |
| $NO_2^-$ | нітрит | Р• | Р | Р | Р | Р• | Р | Р | Р | Р | Г | Г | Р | Р | Г | Р | Р | Р | Р | Р | М | Р | Г | — | — |
| $NO_3^-$ | нітрат | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р• | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Г |
| $CH_3COO^-$ | ацетат | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р$^{Г}$ | Р$^{Г}$ | Р | Р | Н$^{Г}$ | Р | Р | Р | Р | Р | М | Р | Г | Р | — |
| $PO_3^-$ | метафосфат | Р | Р | Р | Р | Р | Г | М | Н | Н | Н | Н | — | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | — | Г | Г | — |
| $PO_4^{3-}$ | ортофосфат | Р | М | Р | Р | Г | М | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | — |
| $S^{2-}$ | сульфід | М | Р | Р | Р | — | М$^{Г}$ | М$^{Г}$ | М | Р | Г | Г | Н | Н | Н$^{Г}$ | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н |
| $SO_3^{2-}$ | сульфіт | Р• | Р | Р | Р | Р | М | Н | Н | М | — | — | — | М | — | Н | Н | Н | М | М | М | Н | — | — | — |
| $SO_4^{2-}$ | сульфат | Р | Р | Р | Р | Р | Р | М | М | Н | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | М | Н | Р$^{Г}$ | Н$^{Г}$ | Р$^{Г}$ |

Р — розчинна речовина (розчинність понад 1 г на 100 г води)

М — малорозчинна речовина (розчинність від 0,01 г до 1 г на 100 г води)

Н — практично нерозчинна речовина (розчинність становить менше 0,01 г на 100 г води)

Г — речовина існує, але взаємодіє з водою, її неможливо виділити із розчину (її розчинність визначити неможливо)

• — речовина нестійка і розкладається при утворенні

— — речовина не існує або немає достовірних відомостей про її існування

## Ряд активності металів (електрохімічний ряд, ряд напруг, ряд Бекетова)

| **Метал** | **Li** | **K** | **Cs** | **Ba** | **Sr** | **Ca** | **Na** | **Mg** | **Be** | **Al** | **Ti** | **Mn** | **Zn** | **Cr** | **Fe** | **Cd** | **Co** | **Ni** | **Sn** | **Pb** | **$H_2$** | **Bi** | **Cu** | **Ag** | **Hg** | **Pt** | **Au** |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| **Катіон** | $Li^+$ | $K^+$ | $Cs^+$ | $Ba^{2+}$ | $Sr^{2+}$ | $Ca^{2+}$ | $Na^+$ | $Mg^{2+}$ | $Be^{2+}$ | $Al^{3+}$ | $Ti^{3+}$ | $Mn^{2+}$ | $Zn^{2+}$ | $Cr^{3+}$ | $Fe^{2+}$ | $Cd^{2+}$ | $Co^{2+}$ | $Ni^{2+}$ | $Sn^{2+}$ | $Pb^{2+}$ | $H^+$ | $Bi^{3+}$ | $Cu^{2+}$ | $Ag^+$ | $Hg^{2+}$ | $Pt^{2+}$ | $Au^{3+}$ |

## ОСОБЛИВОСТІ ПІДРУЧНИКА:

- дворівневість подання теоретичного матеріалу
- авторська система завдань для закріплення знань, відповіді до них
- компетентісно орієнтовані завдання
- алгоритми виконання усіх лабораторних дослідів та практичних робіт
- українознавчий матеріал

## ІНТЕРНЕТ-ПІДТРИМКА ДОЗВОЛИТЬ:

- здійснити онлайн-тестування за кожною темою
- ознайомитися з додатковими матеріалами до параграфів

ВИДАВНИЦТВО
РАНОК

ISBN 978-617-09-3362-1
2270 3132
9 786170 933621

**Інтернет-підтримка**
interactive.ranok.com.ua