

Оріон

О. Г. Ярошенко

ХІМІЯ

9



УДК 54(075.3)
Я77

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

ВИДАНО ЗА РАХУНОК ДЕРЖАВНИХ КОШТІВ. ПРОДАЖ ЗАБОРОНЕНО

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

П. П. Шелест, Рокитнянська загальноосвітня школа № 1 Рокитнянської райдержадміністрації Київської області, учитель хімії, учитель-методист;

О. П. Гасич, районний методичний кабінет управління освіти, молоді та спорту Виноградівської РДА Закарпатської області, методист, учитель-методист;

Є. Р. Лучкевич, Державний вищий навчальний заклад «Прикарпатський національний університет імені Василя Стефаника», кафедра неорганічної та фізичної хімії, доцент, кандидат хімічних наук.

РУБРИКИ Й УМОВНІ ПОЗНАЧЕННЯ



Ярошенко О. Г.

Я77 Хімія: підруч. для 9 кл. загальноосвіт. навч. закладів /
О. Г. Ярошенко. — К. : УОВЦ «Оріон», 2017. — 224 с. : іл.

ISBN 978-617-7485-29-1.

УДК 54(075.3)

ISBN 978-617-7485-29-1

© О. Г. Ярошенко, 2017

© УОВЦ «Оріон», 2017

ЮНІ ДРУЗІ!

За цим підручником ви завершите вивчення королеви природничих наук — хімії — в основній школі. Набуті вами основи хімічних знань стануть у пригоді в повсякденному житті, для загальнокультурної підготовки та подальшого особистісного розвитку кожного з вас.

Навчальний матеріал підручника охоплює повторення основних питань курсу хімії 8 класу й три нові теми.

Перші дві теми стосуються винятково важливих хімічних понять про розчини та хімічні реакції. Третя тема ознайомить вас із найважливішими органічними сполуками. Це має неабияке значення, адже в повсякденному житті органічні речовини вам трапляються частіше, ніж неорганічні, оскільки їх значно більше, вони є компонентами їжі й відіграють важливу біологічну роль.

Щоб хімія в 9 класі була для вас зрозумілою й доступною, підручник структуровано таким чином: **текст параграфа — сторінка природодослідника — сторінка ерудита — стисло про основне — знаємо, розуміємо — застосовуємо.**

Тексту параграфа передусе анонс *«Вивчення параграфа допоможе вам...»*. З нього ви дізнаватиметесь, який внесок у скарбничку вашої предметної компетентності з хімії робить кожний параграф, за умови, що ви будете працювати систематично й наполегливо. Текст поділено на логічно завершені порції нового матеріалу, які мають підзаголовки. Зроблено це для того, щоб сприяти вашій самостійній роботі з підручником. Рубрика *«Хімія — це життя: сторінка природодослідника»* містить завдання, виконуючи які, ви будете розвивати дослідницькі вміння, експериментальним шляхом здобувати й закріплювати нові знання. У рубриці *«Стисло про основне»* кількома реченнями узагальнено основний зміст параграфа. *«Інформаційна сторінка»* містить додаткові відомості про видатних учених-хіміків. *«Сторінка ерудита»* — це слухна нагода розширити й поглибити світогляд додатковими відомостями про речовини та явища. У рубриці *«Знаємо, розуміємо»* вміщено запитання, складені з дотриманням державних вимог до очікуваних результатів навчальної діяльності. У рубриці *«Застосовуємо»* запропоновано завдання для письмового виконання, що потребують практичного використання набутих знань у змінених чи нових умовах та обов'язково — творчого підходу. Успішному навчанню сприятимуть навички групової навчальної діяльності, які ви вдосконалюватимете на уроках. Для цього до тексту параграфів включено рубрику *«Працюйте групами»*.

Ви завжди зможете самостійно здобути знання, скориставшись додатковими джерелами інформації, на які вас зорієнтує рубрика *«Працюємо з медійними джерелами»*. А якщо ви матимете бажання самостійно продовжувати вивчати хімію в позаурочний час і виявляти свою творчість, скористайтеся поданою в підручнику тематикою *навчальних проектів*.

Наприкінці підручника вміщено *«Словник основних хімічних термінів і понять»*, *«Предметний покажчик»*, *«Іменний покажчик»* і *«Відповіді до розрахункових задач»*.

Зверніть увагу на те, що зміст параграфів взаємопов'язаний. І якщо ви не опрацюєте хоча б один з них, виникнуть труднощі у вивченні наступних.

Сподіваюся, що підручник створить надійне підґрунтя для подальшого набуття хімічних знань у разі обрання вами відповідного профілю навчання у старшій школі.

Успішного вам навчального року й вагомих навчальних досягнень з хімії!

*З повагою та впевненістю в тому,
що хімічні знання допоможуть вам у житті, —*

авторка.

ЗМІСТ

ПОВТОРЕННЯ НАЙВАЖЛИВИШИХ ПОНЯТЬ КУРСУ ХІМІЇ 8 КЛАСУ

§ 1.	Склад, класифікація та номенклатура основних класів неорганічних сполук.	7
§ 2.	Хімічний зв'язок і будова речовини	11
§ 3.	Властивості основних класів неорганічних сполук	15

Тема 1 — РОЗЧИНИ

§ 4.	Істинні та колоїдні розчини	22
§ 5.	Поняття про дисперсні системи.	29
§ 6.	Будова молекули води. Поняття про водневий зв'язок і розчинність речовин	34
§ 7.	Теплові явища, що супроводжують розчинення речовин, їхня природа	41
§ 8.	Кристалогідрати. Розв'язування задач на приготування розчинів із кристалогідратів	45
§ 9.	Електролітична дисоціація. Електроліти та неелектроліти	50
§ 10.	Електролітична дисоціація кислот, основ, солей у водних розчинах	56
§ 11.	Ступінь електролітичної дисоціації. Сильні й слабкі електроліти. Поняття про рН розчину	62
§ 12.	Реакції обміну між розчинами електролітів, умовою перебігу яких є утворення осаду. Поняття про молекулярні та йонні рівняння хімічних реакцій	68
§ 13.	Реакції обміну між розчинами електролітів, що супроводжуються виділенням газу й утворенням води. Їхні йонно-молекулярні рівняння	73
§ 14.	Виявлення деяких йонів у розчині	77
§ 15.	Практичне використання знань про реакції йонного обміну <i>Практична робота 1.</i> Реакції йонного обміну між електролітами у водних розчинах	82
§ 16.	<i>Практична робота 2.</i> Розв'язування експериментальних задач	84
§ 17.	Завдання різних рівнів складності з теми «Розчини»	87

Тема 2 — ХІМІЧНІ РЕАКЦІЇ

§ 18.	Класифікація хімічних реакцій за кількістю і складом реагентів та продуктів реакції	92
§ 19.	Окисно-відновні реакції. Процеси окиснення та відновлення	97
§ 20.	Складання рівнянь окисно-відновних реакцій. Значення окисно-відновних процесів	102
§ 21.	Тепловий ефект реакції. Екзотермічні та ендотермічні реакції	107
§ 22.	Швидкість хімічної реакції. Залежність швидкості хімічної реакції від різних чинників.	113
§ 23.	Експериментальне дослідження впливу різних чинників на швидкість хімічних реакцій. <i>Практична робота 3</i>	120

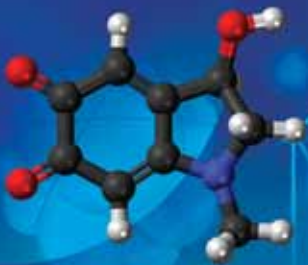
§ 24.	Оборотні й необоротні реакції	122
§ 25.	Значення хімічних реакцій у природі, промисловості, побуті. Завдання різних рівнів складності з теми «Хімічні реакції»	125

Тема 3 НАЙВАЖЛИВІШІ ОРГАНІЧНІ СПОЛУКИ

§ 26.	Особливості органічних сполук (порівняно з неорганічними)	129
§ 27.	Метан, його будова та властивості. Гомологи метану	134
§ 28.	Етен (етилен) й етин (ацетилен) як представники ненасичених вуглеводнів	139
§ 29.	Горіння вуглеводнів	143
§ 30.	Обчислення об'ємних відношень газів за хімічними рівняннями	146
§ 31.	Поняття про полімери на прикладі поліетилену	151
§ 32.	Поширення вуглеводнів у природі. Застосування вуглеводнів	157
§ 33.	Поняття про спирти на прикладі метанолу, етанолу та гліцеролу.	162
§ 34.	Етанова (оцтова) кислота	167
§ 35.	Експериментальне дослідження властивостей етанової кислоти. <i>Практична робота 4. Властивості етанової кислоти</i>	171
§ 36.	Поняття про вищі карбонові кислоти та жири	172
§ 37.	Вуглеводи: глюкоза, сахароза	178
§ 38.	Крохмаль, целюлоза — природні полімери	183
§ 39.	Білки: склад і будова. Біологічна роль амінокислот і білків	188
§ 40.	Експериментальне дослідження деяких харчових продуктів <i>Практична робота 5. Виявлення органічних сполук у харчових продуктах</i>	192
§ 41.	Природні й синтетичні органічні сполуки. Захист довкілля від стійких органічних забруднювачів.	194
§ 42.	Завдання різних рівнів складності з теми «Найважливіші органічні сполуки»	198

Тема 4 УЗАГАЛЬНЕННЯ ЗНАТЬ З ХІМІЇ

§ 43.	Місце хімії серед наук про природу, її значення для розуміння наукової картини світу	200
§ 44.	Роль хімічної науки для забезпечення сталого розвитку людства	206
§ 45.	Хімічна наука та виробництво в Україні. Видатні вчені — творці хімічної науки	212
Післямова	216
Словник основних хімічних термінів і понять	217
Іменний покажчик	219
Предметний покажчик	220
Відповіді до розрахункових задач	222
Додаток	223



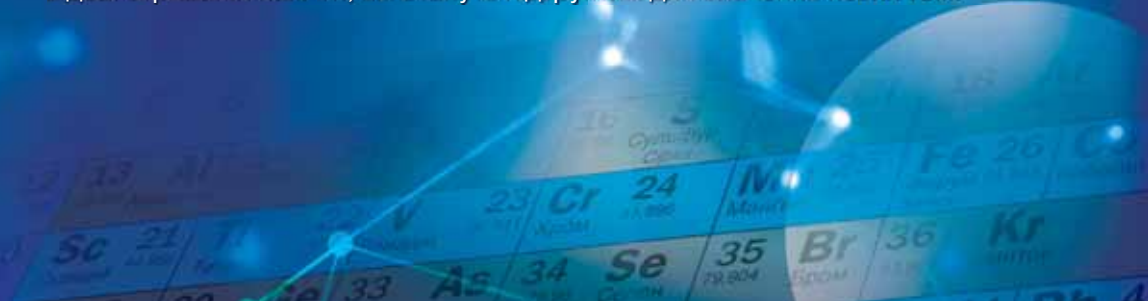
Повторення найважливіших понять курсу хімії 8 класу



Формуванню ваших предметної та ключових компетентностей у цьому навчальному році сприятиме повторення навчального матеріалу з хімії 8 класу:

- ◆ склад, класифікація та номенклатура основних класів неорганічних сполук;
- ◆ хімічний зв'язок і будова речовини;
- ◆ властивості основних класів неорганічних сполук.

Подані в цих параграфах запитання й завдання актуалізують знання, збережені в довготривалій пам'яті, які стануть підґрунтям для вивчення нових тем.





Склад, класифікація та номенклатура основних класів неорганічних сполук

КЛАСИФІКАЦІЯ РЕЧОВИН, ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ РЕЧОВИН.

Пригадайте, що менш ніж 100 хімічних елементів утворюють понад 20 мільйонів речовин, загальний поділ яких здійснено на *неорганічні* та *органічні*. Неорганічних речовин менше 1 млн, решта — органічні.

Неорганічні речовини за своїм складом поділяються на дві групи — *прості* й *складні*. Серед простих речовин розрізняють *метали* й *неметали*.

Неорганічні речовини об'єднують у такі основні класи: *оксиди*, *основи*, *амфотерні гідроксиди*, *кислоти*, *солі*.

Оксиди — бінарні сполуки елементів з Оксигеном, у яких його ступінь окиснення дорівнює -2 .

Кислоти — речовини, що складаються з атомів Гідрогену, здатних заміщуватися на йони металічного елемента, і кислотного залишку.

Основи — речовини, утворені катіонами металічних елементів і гідроксид-аніонами.

Амфотерні гідроксиди, як і основи, утворені катіонами металічних елементів й аніонами гідроксильних груп. На відміну від основ вони взаємодіють як з кислотами, так і з лугами (розчинними у воді основами), утворюючи сіль і воду.

Солі — складні речовини, утворені катіонами металічних елементів й аніонами кислотних залишків.

НОМЕНКЛАТУРА ОСНОВНИХ КЛАСІВ НЕОРГАНІЧНИХ РЕЧОВИН. Кожна речовина має індивідуальну назву. Щоб не помилятися і правильно називати речовини, а також складати їхні формули за назвами, дотримуються поданих правил.

Номенклатура оксидів. Назва кожного оксиду складається з двох слів, ужитих у називному відмінку. Перше слово — це назва хімічного елемента, друге — слово «оксид».

Якщо елемент має змінну валентність, її зазначають у круглих дужках після назви елемента. Обидва слова пишуться з малої літери, за винятком початку речення.

Між назвою елемента та записом числа валентності проміжку немає.

Відповідно до зазначених правил оксид з формулою Fe_2O_3 має назву «ферум(III) оксид», оксид з формулою FeO — «ферум(II) оксид», а оксид з формулою CaO — «кальцій оксид».

Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- ◆ актуалізувати знання про склад неорганічних речовин;
- ◆ пригадати номенклатуру сполук, що належать до різних класів;
- ◆ удосконалити вміння щодо класифікації сполук за класами, складання формул речовин за назвами та назв речовин за їхніми формулами;
- ◆ наводити приклади речовин, що належать до різних класів.

Номенклатура кислот. Індивідуальна назва кожної кислоти складається з двох слів, ужитих у називному відмінку, — назви кислотного залишку та слова «кислота».

Таблиця 1

Формули й назви кислот

КИСЛОТА		КИСЛОТНИЙ ЗАЛИШОК		
Формула	Сучасна українська назва	Склад	Валентність	Назва
HCl	хлоридна	Cl	I	хлорид
HNO ₃	нітратна	NO ₃	I	нітрат
H ₂ SO ₄	сульфатна	SO ₄	II	сульфат
H ₂ SO ₃	сульфітна	SO ₃	II	сульфіт
H ₂ S	сульфідна	S	II	сульфід
H ₂ SiO ₃	силікатна	SiO ₃	II	силікат
H ₂ CO ₃	карбонатна	CO ₃	II	карбонат
H ₃ PO ₄	ортофосфатна	PO ₄	III	ортофосфат

З таблиці 1 ви пересвідчилися в тому, що *сучасна назва кислот відповідає назві кислотних залишків*. Ця важлива відповідність допоможе вам легко складати хімічні формули речовин іншого класу — солей.

Номенклатура основ. Назва основ складається з двох слів: назви металічного елемента та слова «гідроксид», ужитих у називному відмінку, наприклад: KOH — калій гідроксид.

Якщо металічний елемент має змінну валентність, її зазначають у круглих дужках після назви металічного елемента без інтервалу: Cr(OH)₂ — хром(II) гідроксид. Обидва слова пишуться з малої літери, за винятком початку речення.

У деяких основ збереглися також історичні назви: KOH — їдке калі, NaOH — їдкий натр.

Номенклатура амфотерних оксидів і гідроксидів аналогічна номенклатурі основ й основних оксидів.

Амфотерний у перекладі з грецької означає «і той, і інший»; «обидва». Амфотерними є: берилій оксид BeO, цинк оксид ZnO, алюміній оксид Al₂O₃, плюмбум(II) оксид PbO, хром(III) оксид Cr₂O₃ та деякі інші. Амфотерні гідроксиди називають аналогічно основам, наприклад: алюміній гідроксид Al(OH)₃.

Номенклатура солей. (Йтиметься лише про *середні солі*, які є продуктами повного заміщення атомів Гідрогену на атоми металічного елемента.)

Назва солей складається з двох слів: назви металічного елемента та назви кислотного залишку в називному відмінку: NaCl — натрій хлорид.

Якщо металічний елемент має змінну валентність, її зазначають у круглих дужках після його символу без інтервалу, наприклад: FeSO₄ — ферум(II) сульфат. Читається так: «Ферум-два-сульфат».

Назви солей пишуться з малої літери. За відмінками змінюється друге слово назви, наприклад:

«Для реакції було взято 10 г натрій *хлориду*».

«При проведенні досліду скористалися калій *сульфатом*».

Окрім сучасних назв солей, що відповідають зазначеним правилам, за деякими солями збереглися історичні назви, наприклад: NaCl — кухонна сіль, NaHCO₃ — питна сода.

Працюйте з групами

За поданою інформацією складіть схему «Класифікація речовин». До кожної з класифікаційних груп наведіть:

- загальні формули речовин кожного класу;
- приклади речовин (зазначивши їхні формули й назви та не повторюючи ті, про які йшлося в тексті параграфа).

Існують класифікації неорганічних речовин у межах кожного класу. Зокрема, **оксиди** поділяють на основні, кислотні, амфотерні (схема 1).

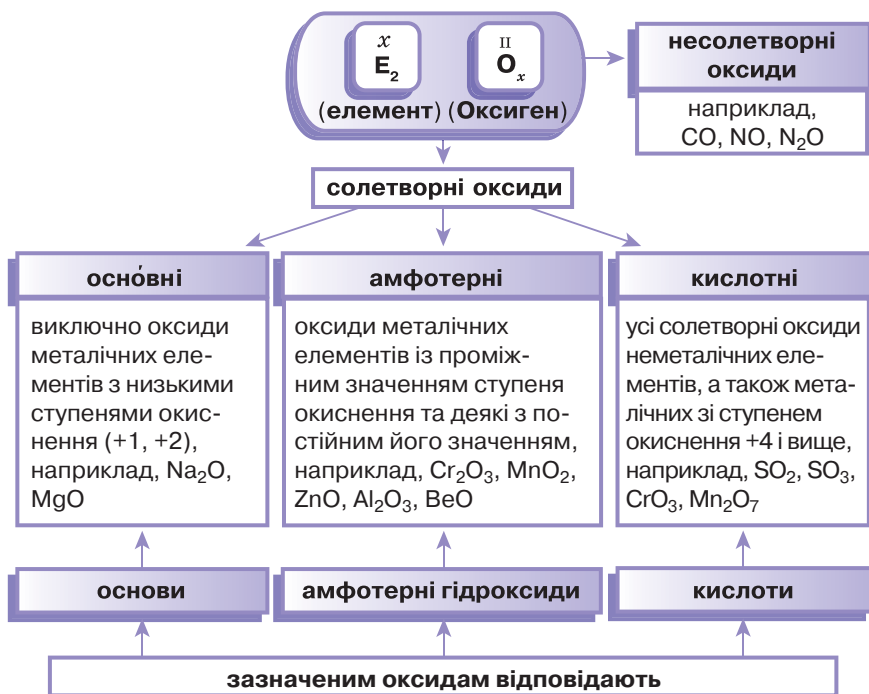


Схема 1

Класифікація оксидів

За наявністю чи відсутністю Оксигену розрізняють оксигеновмісні й безоксигенові кислоти, а за числом атомів Гідрогену в їхніх молекулах — одноосновні та багатоосновні.

Основи поділяють на дві групи за розчинністю у воді — луги (розчинні у воді) й нерозчинні основи.

Серед солей найбільш поширеними є середні та кислі солі. Середня сіль — це продукт повного заміщення металічними елементами атомів Гідрогену в молекулах кислот. Наприклад, натрій карбонат Na_2CO_3 — середня сіль. Кислі солі є продуктами неповного заміщення атомів Гідрогену в молекулах кислот. Наприклад, натрій гідрогенкарбонат NaHCO_3 , калій гідрогенсульфат KHSO_4 .

ХАРАКТЕРИСТИКА РЕЧОВИНИ ЗА ЇЇ ХІМІЧНОЮ ФОРМУЛОЮ.

Склад речовини передає її хімічна формула, тому за нею легко визначити клас, до якого належить ця сполука. Крім цього, речовину можна характеризувати за її якісним і кількісним складом, а за потреби — обчислити відносну молекулярну (формульну) або молярну маси, масову частку певного елемента в речовині.

За формулою газуватої речовини обчислюють її густину чи відносну густину.

Узявши до уваги, що відносна густина газу показує, у скільки разів один газ важчий або легший за інший, її обчислюють за формулами:

$$D = \frac{\rho_1}{\rho_2}, \quad D = \frac{M_{r1}}{M_{r2}}.$$

Працюйте з групами

1. Порівняйте якісний і кількісний склад речовин у кожній парі:
 - а) купрум(II) оксид, купрум(I) гідроксид;
 - б) сульфатна кислота, сульфітна кислота;
 - в) алюміній гідроксид, нітратна кислота;
 - г) кальцій карбонат, карбонатна кислота.
2. Обчисліть густину вуглекислого газу за воднем і повітрям.

Знаємо, розуміємо

1. Не користуючись підручником, сформулюйте визначення оксидів, кислот, основ, амфотерних гідроксидів, солей.
2. Проаналізувавши формули речовин H_3PO_4 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, Na_2O , SiO_2 , HNO_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, ZnS , BaO , K_2CO_3 , Al_2O_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, CaHPO_4 , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, зазначте:
 - а) назву речовини;
 - б) клас, до якого вона належить;
 - в) речовини, які мають однаковий якісний склад;
 - г) речовини з однаковим кількісним складом.
3. Назвіть якомога більше ознак, за якими укладено такі ряди:
 - а) барій сульфат, барій силікат, барій карбонат;
 - б) H_2SO_3 , H_2SO_4 , H_2CO_3 ;
 - в) ферум(III) гідроксид, алюміній гідроксид, хром(III) гідроксид;
 - г) K_2O , CaO , BaO .

1. Складіть формули речовин за їхніми назвами: барій гідроксид, купрум(II) сульфат, ортофосфатна кислота, нітроген(IV) оксид, цинк гідроксид, алюміній сульфат.
2. У якій з речовин — ферум(III) оксиді чи ферум(III) хлориді — масова частка Феруму більша?
3. Розподіліть зазначені в переліку формули речовин за відомими вам класифікаціями: H_2S , Al_2O_3 , HNO_3 , $\text{Pb}(\text{OH})_2$, ZnO , H_2SiO_3 , MgO , Mn_2O_7 , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, MgCl_2 , $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$, CO_2 , CO , LiOH .
4. Відносна густина карбон(II) оксиду дорівнює 1. За якою речовиною вона визначена?
 - А воднем
 - Б повітрям
 - В вуглекислим газом
 - Г азотом
5. Складіть формулу оксиду Нітрогену, відносна густина якого за воднем дорівнює 23.
6. Чи будуть бінарні сполуки, формули яких H_2O_2 , OF_2 , KO_2 , оксидами? Відповідь обґрунтуйте.
- 7*. Під час реакції нейтралізації утворилися: а) калій гідроген сульфат; б) калій сульфат. Складіть рівняння відповідних реакцій. Чим зумовлене утворення різних солей у результаті взаємодії однакових реагентів?



Хімічний зв'язок і будова речовини

СУТЬ ХІМІЧНОГО ЗВ'ЯЗКУ. Найв-ність понад 20 млн речовин можливе тому, що атоми більшості елементів не існують поодиноці, а сполучаються між собою й утворюють різні за складом речовини — прості й складні. Вони можуть бути різної будови: атомної (метали, алмаз, кварц), молекулярної (кисень, вода, йод, цукор), йонної (кальцій карбонат, кухонна сіль).

Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- ◆ актуалізувати знання про будову речовин, види хімічного зв'язку та його утворення;
- ◆ схарактеризувати йонний і ковалентний хімічні зв'язки;
- ◆ удосконалити вміння зі складання електронних формул атомів;
- ◆ обґрунтувати залежність властивостей речовин від їхньої будови.

Хімічний зв'язок — це взаємодія між частинками (атомами, йонами, молекулами), що забезпечує існування речовин.

В утворенні хімічного зв'язку беруть участь *електрони*, які дістали назву *валентних*.

Працюйте групами

1. Актуалізуйте знання про:
 - а) будову електронних оболонок атомів хімічних елементів;

- б) правила складання електронних і графічних електронних формул атомів хімічних елементів.
2. Складіть електронні та графічні електронні формули атомів Натрію, Нітрогену, Оксигену, Фосфору.

ВИДИ ХІМІЧНОГО ЗВ'ЯЗКУ. Під час утворення хімічного зв'язку зовнішні енергетичні рівні електронних оболонок атомів (електронні шари) набувають *завершеної* (стійкої) електронної конфігурації з восьми електронів (для Гідрогену, Гелію, Літію, Берилію — із двох). Є різні способи завершення атомами зовнішніх енергетичних рівнів. Унаслідок цього можуть утворюватися *йонний* або *ковалентний* хімічні зв'язки.

Йонний зв'язок — це зв'язок, який виникає внаслідок притягання різнойменно заряджених йонів: катіонів й аніонів.

Пригадаймо, що позитивно заряджені йони (катіони) утворюються з атомів металічних елементів унаслідок втрати ними валентних електронів. Наприклад, Na^+ , Ca^{2+} . Негативно заряджені йони (аніони), утворюються внаслідок приєднання електронів атомами (групами атомів) неметалічних елементів, наприклад, Cl^- , S^{2-} .

Розглянемо взаємодію між натрієм і хлором, унаслідок якої утворюється йонна сполука натрій хлорид (схема 2).

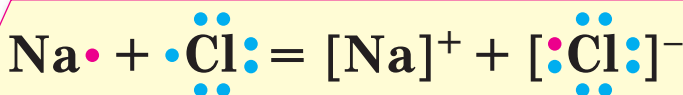
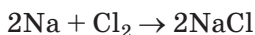


Схема 2

Утворення йонного хімічного зв'язку

Для актуалізації знань щодо утворення ковалентного зв'язку пригадаймо поняття електронегативності.

Електронегативність — це здатність атома притягувати спільні електронні пари.

F, O, N, Cl, Br, S, C, P, Si, H, Al, Mg, Ca, Na, K, Cs
 електронегативність елементів зменшується →

Кожний наступний елемент у цьому ряді є менш електронегативним порівняно з тими, що розташовані лівише. Що більша відстань між елементами в ряді електронегативності, то більшим буде зміщення спільної електронної пари до більш електронегативного елемента.

Хімічний зв'язок, утворений спільними електронними парами, називають **ковалентним**.

Неполярний ковалентний зв'язок існує між атомами неметалічних елементів з незначною різницею значень електронегативності, полярний — між атомами неметалічних елементів з різними значеннями електронегативності. У випадку полярного зв'язку спільна електронна пара зміщується до більш електронегативного атома, у речовинах з неполярним зв'язком зміщення електронної пари не відбувається.

Утворення ковалентного хімічного зв'язку в молекулах показано на схемі 3.

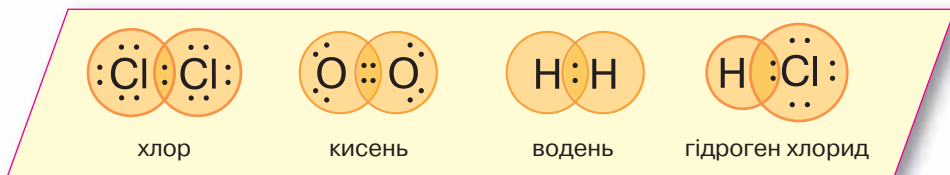


Схема 3

Утворення ковалентного хімічного зв'язку

Як бачимо, у молекулах хлору, водню, гідроген хлориду зв'язок утворено однією електронною парою, у молекулі кисню — двома. У молекулах кисню, водню та хлору зміщення спільної електронної пари не відбувається, оскільки електронегативність атомів є однаковою. Це молекули з ковалентним неполярним зв'язком між атомами. У молекулі гідроген хлориду спільна електронна пара зміщена до більш електронегативного атома Хлору, тому зв'язок у цій молекулі — ковалентний полярний.

Хімічний зв'язок між структурними частинками речовини зумовлює її будову, а від будови речовини залежать її властивості.

Речовини з йонним типом хімічного зв'язку мають йонні кристалічні ґратки. Вони тверді, кристалічні, тугоплавкі. Багато йонних сполук добре розчиняються у воді.

Речовини з ковалентним типом хімічного зв'язку складаються з молекул (деякі з атомів). Речовини з ковалентним зв'язком за звичайних умов можуть перебувати як у газоподібному (водень, азот, амоніак, метан), рідкому (вода, кислоти), так й у твердому агрегатних станах (фосфор(V) оксид, глюкоза).

Речовинам з ковалентним хімічним зв'язком властиві молекулярні (якщо речовини складаються з молекул) або ж атомні (якщо речовини складаються з атомів) кристалічні ґратки. Молекулярні ґратки речовин з ковалентним хімічним зв'язком



Пригадайте: об'ємне зображення порядку розташування складових частин речовини (атомів, молекул, йонів) у просторі дістало назву **кристалічні ґратки**.



Наведіть власні приклади речовин з йонними кристалічними ґратками.



Наведіть власні приклади речовин молекулярної будови.

легко руйнуються при нагріванні, тому речовини молекулярної будови мають низькі температури плавлення та кипіння, легко переходять із твердого стану в рідкий та газоподібний.

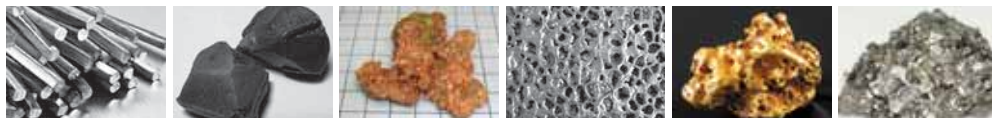
Речовини з ковалентним хімічним зв'язком, що мають атомні кристалічні ґратки (алмаз, силіцій(IV) оксид), — тверді й тугоплавкі. Алмаз має найвищу твердість із відомих у природі речовин.



Сторінка ґрудита

Метали у твердому стані — це також кристалічні речовини (мал. 1). Кристалічні ґратки металів утворено як нейтральними атомами, так і катіонами, на які перетворюється частина атомів через втрату валентних електронів. Ці електрони не належать якомусь конкретному атому, а вільно рухаються між атомами й катіонами.

Цей особливий вид зв'язку називають **металічним**. Наявністю так званих «вільних» електронів обумовлені такі загальні фізичні властивості металів, як висока електропровідність і теплопровідність, блиск, пластичність.



олово

барій

мідь

алюміній

золото

срібло

Мал. 1

Метали

Знаємо, розуміємо

1. Сформулюйте визначення хімічного зв'язку та його окремих видів.
2. Як утворюються катіони, а як — аніони? Зазначте спільні й відмінні ознаки цих частинок.
3. Поясніть, чому в льоду низька температура плавлення, а в натрій хлориду — висока.

Застосовуємо

8. На підставі знань про хімічний зв'язок поясніть і зобразіть (подібно до схеми 3) утворення сполук, що мають формули N_2 , NH_3 , KCl .
9. Спрогнозуйте вид хімічного зв'язку, що утвориться між атомами хімічних елементів із протонними числами: а) 11 і 1; б) 12 і 8. Складіть електронні формули цих речовин.
10. Зазначте формулу речовини з таким самим видом хімічного зв'язку, що в $NaCl$ і K_2S .
А Cl_2 **Б** Ca **В** Na_2O **Г** H_2S
11. Установіть відповідність між частинкою та її електронною формулою.

	Частинка	Електронна формула
1	атом Натрію	А $1s^22s^22p^4$
2	атом Оксигену	Б $1s^22s^22p^63s^23p^6$
3	катіон Магнію	В $1s^22s^22p^63s^23p^5$
4	аніон Хлору	Г $1s^22s^22p^6$
		Д $1s^22s^22p^63s^1$

12. Розташуйте формули сполук за збільшенням полярності хімічного зв'язку.



13. Стеарин (суміш органічних стеаринової та пальмітинової кислот, з якої виготовляють стеаринові свічки) легко плавиться, не розчиняється у воді. Який висновок можна зробити про кристалічну будову цих речовин?

14*. Пам'ятаючи, що хімічні реакції супроводжуються руйнуванням одних зв'язків й утворенням інших, поясніть, як змінюються хімічні зв'язки у процесі взаємодії: а) водню з хлором; б) кальцію з хлором.



Властивості основних класів неорганічних сполук

Неорганічні речовини, що належать до одного класу, наділені певною сукупністю хімічних властивостей, притаманних лише їм.

Повторити цей матеріал ви зможете, використовуючи схеми 4–9.

Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- ◆ застосовувати знання про властивості класів неорганічних сполук для розпізнавання речовин;
- ◆ порівнювати властивості неорганічних сполук різних класів;
- ◆ пригадати типи хімічних реакцій.

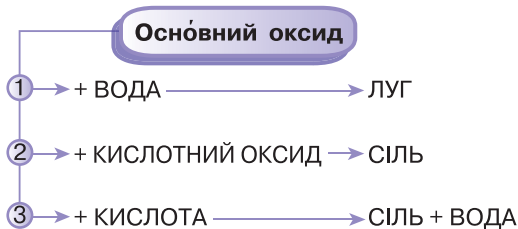


Схема 4

Хімічні властивості основних оксидів



Схема 5

Хімічні властивості кислотних оксидів

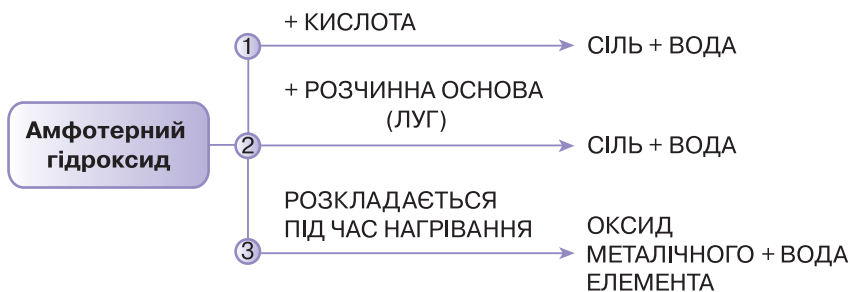


Схема 6

Хімічні властивості амфотерних гідроксидів

Кислота

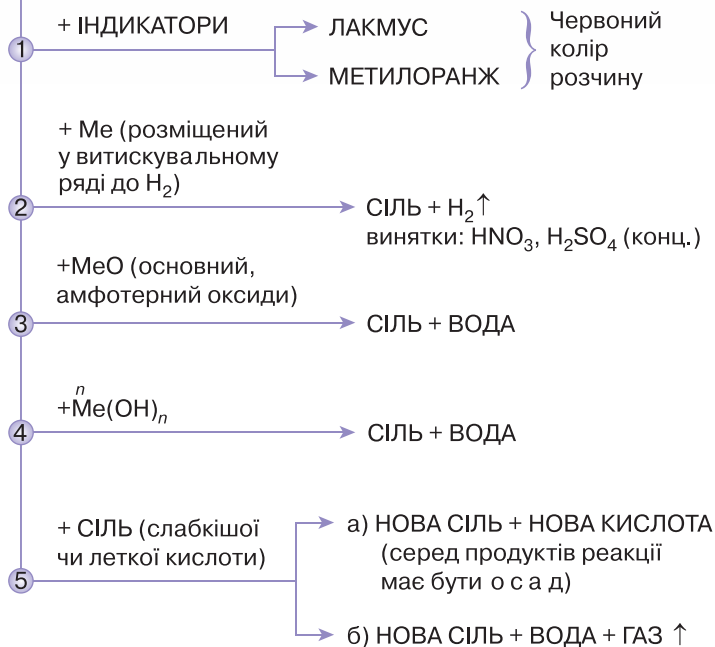


Схема 7

Хімічні властивості кислот

СІЛЬ

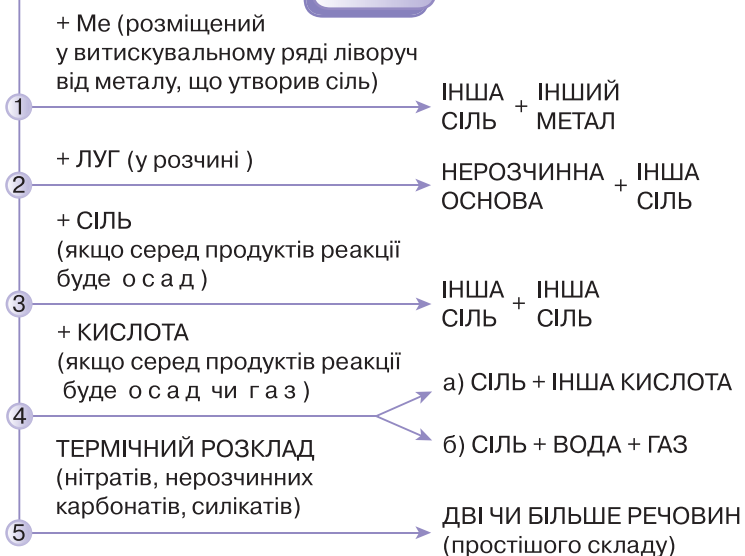


Схема 8

Хімічні властивості солей

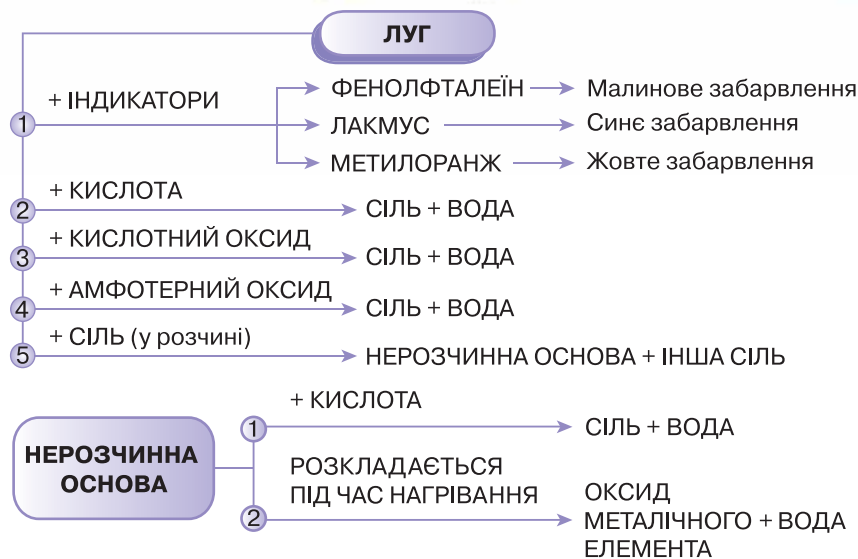


Схема 9 Хімічні властивості основ

Працюйте групами

Оцініть можливості перебігу хімічних реакцій між речовинами, формули яких зазначено в таблиці 2, використавши схеми 4–9. Вам потрібно розглянути 25 випадків попарної взаємодії. Складіть рівняння всіх можливих реакцій, визначте тип кожної з них.

Таблиця 2

	CuSO_4	H_2SO_4	CO_2	$\text{Al}(\text{OH})_3$	KOH
Fe	1	2	3	4	5
BaCl_2	6	7	8	9	10
HCl	11	12	13	14	15
NaOH	16	17	18	19	20
CaO	21	22	23	24	25

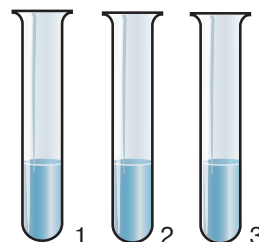
Знання хімічних властивостей неорганічних речовин різних класів дозволяють розрізняти речовини, передбачати можливості перебігу певних реакцій, добувати з одних речовин інші.

Приклад 1.

У трьох пронумерованих пробірках без етикеток містяться розчини натрій гідроксиду, магній сульфату, цинк сульфату. Складемо план розпізнавання цих речовин.

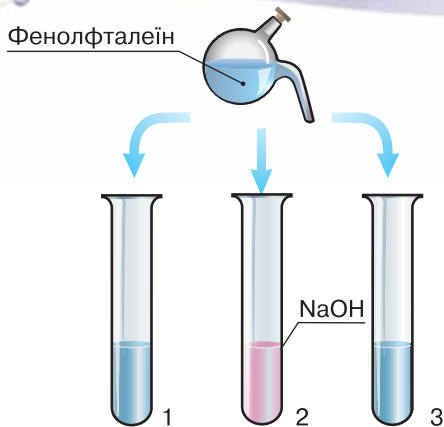
Отже, розпізнаванню підлягають одна основа (луг) і дві солі (мал. 2).

Перед проведенням дослідів уміст кожної пробірки поділимо на дві частини, скориставшись чистими пробірками з такими самими номерами. Відтепер маємо два набори розчинів цих речовин.



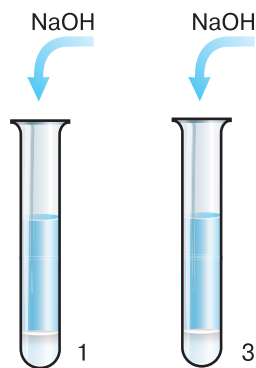
Мал. 2

Розчини речовин зовні нічим не відрізняються



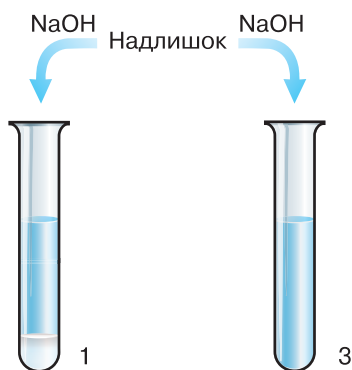
Мал. 3

Виявлення розчину лугу за допомогою фенолфталеїну



Мал. 4

Утворення осадів нерозчинних основ



Мал. 5

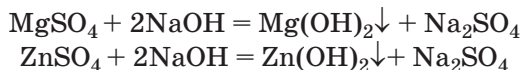
Результат дії надлишку лугу на осадки магній гідроксиду та цинк гідроксиду

Попрацюємо з першим набором речовин. Найлегше розпізнати луг, адже ця речовина у водних розчинах змінює колір індикаторів. Тому до кожної з трьох пробірок доллємо розчину фенолфталеїну. Лише в одній пробірці він набуде малинового кольору (мал. 3).

Отже, у цій пробірці міститься розчин натрій гідроксиду (лугу).

Перейдемо до розпізнавання солей. Скористаємося другим набором пробірок, вилучивши з нього пробірку з розчином натрій гідроксиду. В обох пробірках, що залишилися, містяться розчини солей (сульфатів різних металічних елементів). Спробуємо виявити їх за допомогою відповідних реакцій. Обидві солі взаємодіятимуть з лугом у розчині.

Отже, додамо до вмісту кожної з двох пробірок невеликі порції лугу (з вилученої із цього набору пробірки).

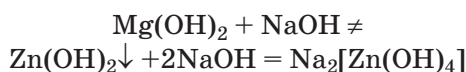


Спочатку в обох пробірках випадуть осадки білого кольору (мал. 4).

Проте утворена малорозчинна у воді основа магній гідроксид у надлишку лугу не розчинятиметься, а от амфотерний цинк гідроксид — розчиниться (мал. 5).



Порівняйте властивості типових основ й амфотерних гідроксидів за схемами, поданими на початку параграфа.

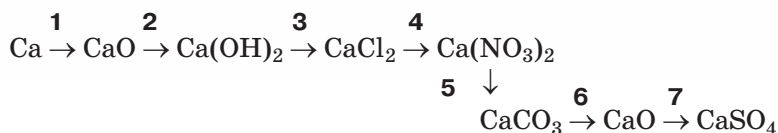


Висновок. Для розв'язування цієї експериментальної задачі знадобилися знання хімічних властивостей солей, лугів й амфотерних гідроксидів.

Використовуючи знання властивостей неорганічних сполук різних класів, можна складати рівняння реакцій за схемою перетворень речовин.

Приклад 2.

Складіть рівняння реакцій за схемою перетворень речовин.



На основі схем 4–9, поданих у параграфі, складемо рівняння.

- 1) $2\text{Ca} + \text{O}_2 = 2\text{CaO}$
- 2) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2$
- 3) $\text{Ca(OH)}_2 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 4) $\text{CaCl}_2 + 2\text{AgNO}_3 = \text{Ca(NO}_3)_2 + 2\text{AgCl}\downarrow$
- 5) $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{NaCl}$
- 6) $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t} \text{CaO} + \text{CO}_2$
- 7) $\text{CaO} + \text{SO}_3 = \text{CaSO}_4$



Чому в реакції 4 як один з реагентів використовують не нітратну кислоту, а її сіль?



Поміркуйте, чи можна в реакції 7 скористатися сульфатною кислотою.

Висновок. Завдання виконується на основі знань хімічних властивостей простих і складних неорганічних речовин, що належать до різних класів.

НАВІЩО ПОТРІБНО ЗНАТИ ВЛАСТИВОСТІ РЕЧОВИН? На знаннях властивостей речовин базуються промислові способи їх добування. Не менш важливі знання щодо властивостей різних речовин і в повсякденному житті людини. Кожна господиня знає, що додавання соди у випічку робить її пухкою і смачнішою. Для прискорення розпушування соду часто «гасять» оцтом (розчином етанової кислоти) або лимонним соком, що містить лимонну кислоту. Ті з вас, хто розуміється на монтажі радіоелементів, знають, що при виготовленні плат використовують ферум(III) хлорид. Автомобільний акумулятор теж працює на основі хімічних реакцій. Усі, у кого вдома є старовинні ікони, помічали, що із часом вони тьмяніють. Деякі люди вбачають у цьому лихий знак, але насправді нічого надприродного не відбувається. Просто фарби на іконах містять Цинк, який із часом перетворюється на цинк сульфід чорного кольору. Перелік прикладів можна продовжувати.



Поміркуйте та наведіть власні приклади хімічних реакцій, які відбуваються навколо нас.

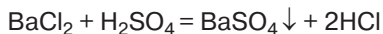
Хімія — це життя: сторінка природодослідника

З'ясуйте, речовини яких класів наявні у складі: а) предметів вашого повсякденного вжитку (продуктів харчування, засобів побутової хімії, косметичних засобів тощо); б) предметів побуту; в) лікарських препаратів.

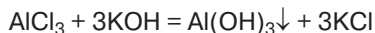


Сторінка ґрудита

Для проведення реакції між барій хлоридом у розчині та сульфатною кислотою послідовність додавання реагентів не має значення. Додаючи розчин кислоти до розчину солі чи навпаки, відразу спостерігаємо утворення білого осаду барій сульфату.



Послідовність додавання реагентів має значення при одержанні амфотерних гідроксидів взаємодією розчинної солі відповідного металічного елемента з лугом. Так, додавши до розчину солі кілька крапель лугу і збовтавши суміш, спостерігатимемо утворення осаду.



Якщо ж до розчину лугу додавати розчин солі, то осад утворюватиметься не відразу. Та й розчину солі доведеться додати не кілька крапель, а значно більше. Висловіть свої припущення з приводу зазначених відмінностей.

Знаємо, розуміємо

Схарактеризуйте хімічні властивості основних класів неорганічних сполук.

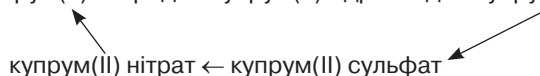
Працюйте з групами

Порівняйте й зазначте спільні й відмінні властивості: а) основних оксидів й основ; б) кислотних оксидів і кислот; в) нерозчинних основ й амфотерних гідроксидів; г) кислот і солей.

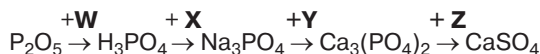
Застосовуємо

15. Є речовини: алюміній гідроксид, магній оксид, фосфор(V) оксид, аргентум(I) нітрат, вуглець, залізо, купрум(II) сульфат, ртуть, розбавлена сульфатна кислота. Які з них будуть взаємодіяти з натрій гідроксидом, а які — з хлоридною кислотою? Складіть відповідні рівняння реакцій.

16. Складіть рівняння реакцій за схемою перетворень, зазначте типи реакцій.



17*. Використовуючи схеми 4–9, подані на початку параграфа, установіть відповідність між літерою та сполукою.



	Літера		Сполука
1	W	A	H ₂ O
2	X	Б	Na ₂ SO ₄
3	Y	В	CaCO ₃
4	Z	Г	H ₂ SO ₄
		Д	CaCl ₂
		Е	NaOH

Тема 1

РОЗЧИНИ

Вивчаючи цю тему, ви дізнаєтеся про:

- ♦ істинні розчини та колоїдні, дисперсні системи;
- ♦ компоненти істинного розчину та способи вираження їх вмісту в складі розчину;
- ♦ розчинність як унікальну властивість води, завдяки якій в організмах відбуваються процеси життєдіяльності;
- ♦ застосування води на виробництві та в побуті;
- ♦ поділ речовин за розчинністю у воді на розчинні, малорозчинні та нерозчинні;
- ♦ поділ розчинів на насичені й ненасичені;
- ♦ фізико-хімічний зміст процесу розчинення;
- ♦ процес електролітичної дисоціації — розпад речовин у водних розчинах чи розплавах на йони;
- ♦ електролітичну дисоціацію кислот, основ, солей;
- ♦ особливості реакції обміну між розчинами електролітів та умови її перебігу;
- ♦ якісні реакції з виявленням в розчині різних катіонів та аніонів.

Після вивчення теми ви зможете:

- ♦ наводити приклади істинних і колоїдних розчинів, електролітів і неелектролітів, дисперсних систем;
- ♦ розрізняти компоненти розчину, виявляти катіони й аніони в розчинах електролітів;
- ♦ складати рівняння електролітичної дисоціації лугів, кислот, солей;
- ♦ писати рівняння реакцій у молекулярно-йонній формі;
- ♦ користуватися таблицею розчинності основ, кислот, солей у воді (за температури 20–25 °С) для прогнозування перебігу хімічних реакцій;
- ♦ розв'язувати експериментальні задачі на визначення та розпізнавання речовин у розчині.

§ 4.

Істинні та колоїдні розчини

Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- ♦ актуалізувати знання про розчини та їхні компоненти;
- ♦ розрізняти компоненти розчину;
- ♦ наводити приклади істинних і колоїдних розчинів, гелів;
- ♦ пригадати, як здійснюють розрахунки з використанням масової частки розчиненої речовини в розчині.



Пригадайте, як у промисловості з повітря виділяють кисень й азот, а в природі із солоних озер — сіль.

ХАРАКТЕРИСТИКА ЯКІСНОГО СКЛАДУ І ВЛАСТИВОСТЕЙ РОЗЧИНІВ ЯК ОДНОРІДНИХ СУМІШЕЙ.

Із природознавства й хімії 7–8 класів ви добре обізнаєте з тим, що суміші утворюються внаслідок змішування кількох (щонайменше двох) чистих речовин, тобто речовин, що не містять домішок інших речовин і мають постійний склад.

За звичайних умов суміші можуть перебувати в різних агрегатних станах, наприклад, бути газоподібними, як повітря, рідкими, як морська вода, твердими, як граніт.

Важливим є те, що кожний їхній компонент зберігає свої властивості. Це означає, що суміші можна розділяти фізичними методами.

Розрізняють **неоднорідні**, або **гетерогенні**, та **однорідні**, або **гомогенні**, суміші. У перекладі з грецької *homos* — рівний, однаковий, *heteros* — різний, неоднаковий.

У неоднорідній суміші її компоненти можна побачити за допомогою оптичних приладів, а то й без їхньої допомоги. Наприклад, компоненти в суміші цукру й піску або крейди й води ми бачимо без допомоги оптичних приладів. Це тому, що між їхніми компонентами є поверхня поділу.

В однорідній суміші компоненти не можна побачити навіть за допомогою оптичного приладу, тому що між їхніми частинками немає поверхні поділу. Усі компоненти таких сумішей проходять крізь пори фільтра. Наприклад, столовий оцет, мінеральна вода, підсолена вода.

Однорідні суміші дістали назву **істинні розчини**, чи просто — **розчини**.

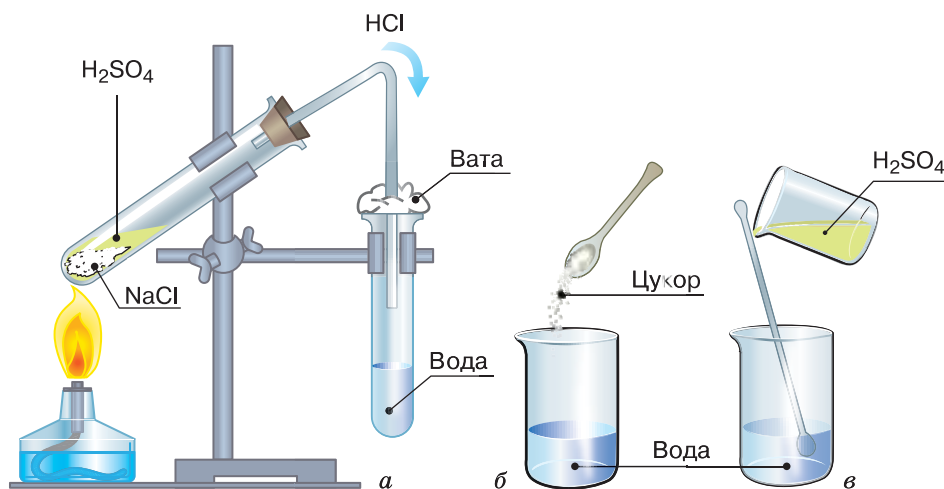
Істинний розчин (розчин) — це однорідна (гомогенна) суміш змінного складу, утворена з двох і більше компонентів, один з яких називають **розчинником**, інший — **розчиненою речовиною**. Істинні розчини гомогенні через дуже малі (менші від 1 нм, або 10^{-9} м) розміри структурних частинок розчиненої речовини.

Розчинник і розчинена речовина рівномірно розподілені по всьому об'єму розчину. У ньому можуть також перебувати продукти взаємодії розчинника й розчиненої речовини.

Розчинником прийнято називати компонент, що має з розчином однаковий агрегатний стан. Особливий випадок становлять розчини, у яких компоненти, взяті для його виготовлення, мають однаковий агрегатний стан. У цьому разі розчинником прийнято називати компонент, уміст якого є більшим.

Вода є найпоширенішим неорганічним розчинником. Іноді як неорганічні розчинники застосовують рідкий амоніак NH_3 та деякі інші речовини. До поширених органічних розчинників належать етанол $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (медичний спирт), етанова кислота CH_3COOH , бензен C_6H_6 , тетрахлорметан CCl_4 , гексан C_6H_{14} , метанол CH_3OH , бензин (однорідна суміш рідких органічних речовин вуглеводнів, про які ви дізнаєтеся з теми 3) та інші.

Розчиненою речовиною називають компонент розчину, що має відмінний від розчинника агрегатний стан. Наприклад, гідроген хлорид — газ, тому у водному розчині він є розчиненою речовиною. Саме так виготовляють хлоридну кислоту. Добування хлоридної кислоти в лабораторних умовах показано на малюнку 6, а.



Мал. 6

У воді розчиняються речовини різного агрегатного стану:
а — гідроген хлорид; б — цукор (тверда речовина);
в — сульфатна кислота (рідина)

Кухонна сіль, цукор — тверді речовини, що утворюють з водою істинні розчини, і вони теж є розчиненими речовинами, а не розчинниками (мал. 6, б). Рідку за звичайних умов сульфатну кислоту прийнято вважати розчиненою речовиною у водних розчинах, навіть коли її масова частка становить понад 50 % (мал. 6, в). Проте існує розчин під назвою *олеум*, що складається із сульфур(VI) оксиду та сульфатної кислоти. У ньому розчиненою речовиною є сульфур(VI) оксид, а розчинником — сульфатна кислота, тому що її маса в олеумі не буває меншою, ніж маса сульфур(VI) оксиду.

Розчинена тверда речовина (наприклад, цукор) перебуває у водному розчині у вигляді молекул, що рівномірно розподіляються в усьому його об'ємі. Розміри молекул не дозволяють побачити їх навіть у найпотуж-

ніший оптичний мікроскоп. Розчинена тверда речовина (натрій хлорид) перебуває у водних розчинах у вигляді йонів, що також мають дуже малі розміри. Розчин газоподібної речовини (гідроген хлориду) містить йони, частина яких асоційована в молекули. Тож цілком зрозуміло, що їх теж не можна побачити. Робимо висновок про те, що гомогенність істинних розчинів зумовлена надзвичайно малими розмірами наявних у розчині частинок розчиненої речовини (менш як 1 нм) та відсутністю поверхні поділу між ними.

Структурні частинки з розмірами менш ніж 1 нм — це окремі молекули або йони. Отже, в істинних розчинах розчинена речовина перебуває у вигляді окремих молекул (наприклад, цукор) чи окремих йонів (наприклад, кухонна сіль).

Через відсутність поверхні поділу між розчиною речовиною й розчинником істинні розчини ще називають *однофазними системами*. Розчинена речовина й розчинник зберігають у розчині свої властивості. Але властивості розчину відрізняються від індивідуальних властивостей кожного його компонента.

Так, густина води наближено дорівнює 1 г/см^3 , або 1 г/мл .



Пригадайте, що густина — це маса 1 см^3 речовини чи суміші речовин.

Ось чому для всіх дослідів і приготування водних розчинів речовин воду ніколи не зважують, а за допомогою мірного посуду (мензурки, хімічного стакана, мірного циліндра, мірних по-

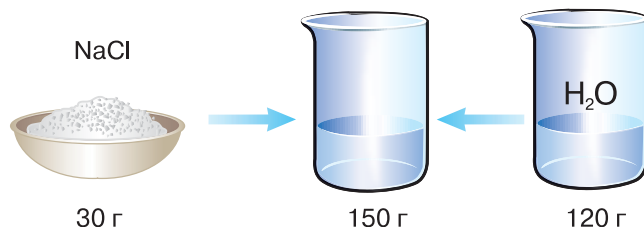
бутових посудин тощо) відміряють об'єм води, наприклад у мілілітрах, що дорівнює її масі в грамах.

Об'єм розчину ніколи не дорівнює сумі об'ємів окремих компонентів. Якщо виготовити розчин з 500 мл води й 500 мл етанолу (медичного спирту), то такий розчин займе об'єм 940, а не 1000 мл.

Працюйте групами

Завдання 1.

Пригадайте, що будь-який розчин характеризується певною масою та об'ємом. Маса розчину — це сума маси розчиненої речовини й маси розчинника (мал. 7).



Мал. 7 Маса розчину — це сума маси розчиненої речовини й маси розчинника

Вам відомо, що для вираження вмісту розчиненої речовини в розчині вдаються до обчислення її масової частки.

Завдання 2. Повторіть формули, за якими обчислюють масову частку розчиненої речовини в розчині, масу розчину та масу розчинника.

Масову частку речовини в розчині обчислюють у частках від одиниці:

$$w = \frac{m_1 \text{ (розчиненої речовини)}}{m_2 \text{ (розчину)}} \quad (1)$$

або у відсотках:

$$w = \frac{m_1 \text{ (розчиненої речовини)}}{m_2 \text{ (розчину)}} \cdot 100 \% \quad (2)$$

Похідними формулами від формул 1 та 2, за якими обчислюють масову частку речовини в розчині, є чотири формули.

За однією з них обчислюють **масу розчиненої речовини в розчині**, якщо відома масова частка розчиненої речовини:

$$m_{\text{розчиненої речовини}} = w \cdot m_{\text{розчину}} \quad (3)$$

Якщо ж масова частка розчиненої речовини виражена у відсотках, то формула має такий вигляд:

$$m_{\text{розчиненої речовини}} = \frac{w \cdot m_{\text{розчину}}}{100 \%} \quad (4)$$

Третьою похідною формулою є формула для **знаходження маси розчину** за відомою масовою часткою речовини, обчисленою в частках від одиниці, та масою розчиненої речовини в ньому:

$$m_{\text{розчину}} = \frac{m_{\text{розчиненої речовини}}}{w} \quad (5)$$

Якщо ж масова частка обчислена у відсотках, то формула має такий вигляд:

$$m_{\text{розчину}} = \frac{m_{\text{розчиненої речовини}}}{w} \cdot 100 \% \quad (6)$$

Завдання 3. Розв'яжіть задачі.

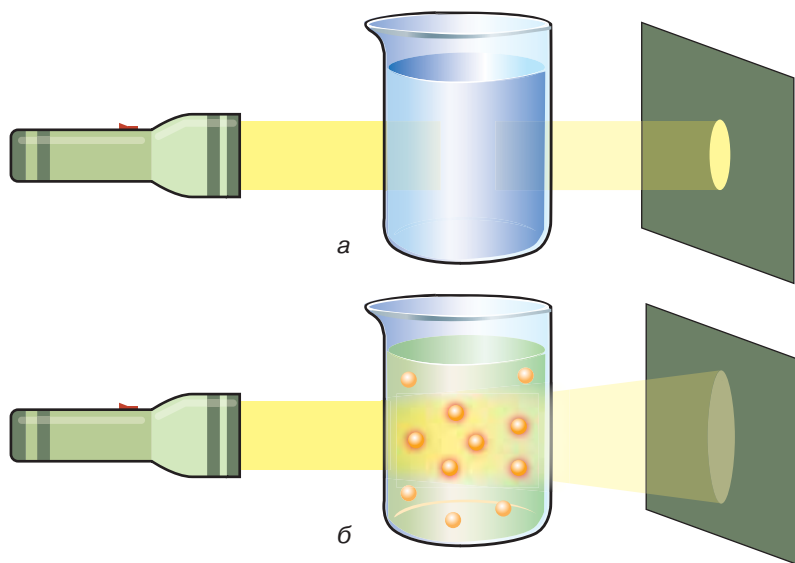
1. Яка маса калій гідроксиду міститься в 60 г розчину, якщо масова частка лугу в ньому дорівнює 0,02?

2. Обчисліть масу солі й об'єм води, необхідні для виготовлення розчину натрій хлориду масою 3000 г з масовою часткою солі 5 %. Таким розчином користуються для консервування огірків.

3. Один літр розчину нітратної кислоти з масовою часткою розчиненої речовини 0,5 і густиною 1,31 г/см³ розбавили водою об'ємом 690 мл. Обчисліть масову частку кислоти в розбавленому розчині.

ПОНЯТТЯ ПРО КОЛОЇДНІ РОЗЧИНИ. У назві цієї групи сумішей наявне слово «розчини». Вони, так само як істинні розчини, однорідні при візуальному сприйнятті. Усі їхні частинки, як і в істинних розчинах, рівномірно розподілені в об'ємі колоїдного розчину та проходять крізь пори фільтра. Прикладами колоїдних розчинів є розчини желатину, клею, крохмалю (точніше — крохмального клейстеру), білка курячого яйця та інші.

Чим тоді відрізняються істинні та колоїдні розчини? Відмінність полягає в тому, що під мікроскопом чи боковому освітленні частинки розчиненої речовини колоїдного розчину стають видимими. Пояснюється це тим, що хоча ці частинки (їх ще називають колоїдні частинки) дуже маленькі, щоб їх побачити візуально, проте вони досить великі, щоб розсіювати світло та створювати світловий конус, який добре помітний у темній кімнаті (мал. 8, б). У фізиці це явище відоме як ефект Тіндалля (названо на честь англійського фізика Джона Тіндалля, який його відкрив і пояснив).



Мал. 8

Проходження світлового потоку через: а — істинний розчин; б — колоїдний розчин (ефект Тіндалля)

На відміну від істинних розчинів, у колоїдних розчинах розчинена речовина подрібнена не до окремих молекул чи йонів, а до їхніх скупчень, що мають розміри від 1 до 100 нм.

Колоїдні розчини відіграють важливу роль у життєдіяльності організмів. Усі біологічні рідини — цитоплазма клітин, плазма крові, сеча, жовч та інші — є колоїдними розчинами. У промисловості колоїдні розчини використовують у виробництві штучних волокон, дубленні шкіри, фарбуванні тканин і шкіри, виготовленні клею, лаків, фарб тощо. Властивості колоїдних розчинів вивчає окрема галузь хімії — *колоїдна хімія*, вагомий внесок у розвиток якої зробив український учений А. В. Думанський.

Сторінка ерудита



Колоїдні розчини досить стійкі й зберігаються доволі довго. Хоча процес укрупнення (злипання) колоїдних частинок теж можливий, і тоді на дно посудини осідає драглиста маса — *гель*. Цей процес дістав назву *коагуляція*. Щоб попередити коагуляцію, у харчовій промисловості використовують спеціальні речовини (харчові добавки), загальна назва яких — стабілізатори.

Утворення гелю може відбутися із часом само по собі. Коагуляцію можна прискорити нагріванням або введенням у колоїдний розчин водного розчину кухонної солі (або іншої речовини йонної будови).

Прикладами гелів є желе, мармелад, пастила.



З етикеток на придбаних у магазині харчових продуктах дізнайтеся, чи були використані при їхньому приготуванні стабілізатори. Випишіть у зошит назви кількох стабілізаторів.

Інформаційна сторінка



Антон Володимирович Думанський (1880–1967) — відомий хімік, академік Академії наук УРСР, випускник Київського політехнічного інституту, один з основоположників колоїдної хімії в Україні. У 1904 р. організував у Києві першу лабораторію колоїдної хімії. Займався вивченням дисперсних систем. Йому належить ідея застосування потужної центрифуги для вимірювання розмірів колоїдних частинок. Праці А. В. Думанського та його учнів з вивчення колоїдних розчинів сприяли розробці нових технологій виробництва продукції у хлібопекарській, агрономічній, цукровій та інших галузях промисловості.



На знак вшанування заслуг ученого Інституту колоїдної хімії і хімії води НАН України в 1980 р. присвоєно ім'я А. В. Думанського.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Домашній експеримент

Завдання 1.

У домашніх умовах виготовте колоїдний розчин (желе, кисіль тощо).

Щоб виготовлені вами харчові продукти мали належну кулінарну якість і привабливий вигляд, уточніть спосіб їх приготування у членів вашої родини або знайдіть потрібну інформацію в Інтернеті.

Завдання 2.

Укладіть переліки істинних та колоїдних розчинів, якими ваша родина користується повсякчас.

Стисло про основне



- ✓ Вода — найпоширеніший у природі, виробництві та побуті розчинник. Вона утворює істинні розчини з твердими, рідкими й газоподібними речовинами.

- ✓ Істинний розчин — це однорідна суміш, у якій навіть за допомогою потужного оптичного мікроскопа не можна розгледіти частинки речовин, тому що їхні розміри менші ніж 1 нм. Це молекули чи йони.
- ✓ В істинному розчині розрізняють два компоненти — *розчинник* і *розчинену речовину*. Розчинником є та речовина, що має однаковий з розчином агрегатний стан, і її зазвичай у розчині більше.
- ✓ Колоїдні розчини — це також однорідні суміші, проте розчинені в них речовини подрібнені не до окремих молекул чи йонів, а до їхніх скупчень, що мають розміри від 1 до 100 нм.
- ✓ Укрупнення колоїдних частинок називають коагуляцією, а утворений продукт — гелем.

Знаємо, розуміємо

1. За якою ознакою суміші поділяють на однорідні та неоднорідні? До якого виду належать істинні розчини?
2. Дайте визначення: а) істинного розчину; б) розчинника; в) розчиненої речовини; г) масової частки розчиненої речовини; д) колоїдного розчину.
3. Наведіть приклади колоїдних та істинних розчинів, розчинників.
4. З харчової соди й води виготовили розчин. Поясніть, що в ньому буде розчиненою речовиною, а що — розчинником.
5. Із 60 г нітратної кислоти й 40 мл води виготовили істинний розчин. Що в цьому розчині слід називати розчиненою речовиною, а що — розчинником? Поясніть чому.
6. За якими формулами обчислюють: а) масову частку розчиненої речовини в розчині; б) масу розчину за відомою масовою часткою розчиненої речовини в ньому; в) масу розчинника в розчині за відомою масовою часткою розчиненої речовини?

Застосовуємо

18. За текстом параграфа складіть порівняльні таблиці: а) фізичних властивостей розчину та чистої речовини (води), яку використали як розчинник; б) спільних та відмінних ознак істинних і колоїдних розчинів.
19. Обчисліть масову частку сульфатної кислоти в розчині, виготовленому з 30 г кислоти і 270 мл води. Якою стане масова частка сульфатної кислоти, якщо до розчину долити ще 300 мл води?
20. Для виготовлення розчину брат використав 27 г цукру і 123 мл води, а сестра — 36 г цукру і 164 мл води. У якому розчині масова частка цукру була більшою?
- 21*. Запропонуйте, як, маючи розчин з певною масовою часткою розчиненої речовини, збільшити її масову частку в розчині, а як — зменшити.
- 22*. Пригадайте склад і фізичні властивості повітря. Чи можна його віднести до розчинів? Якщо ваша відповідь буде ствердною, то назвіть, які речовини, на вашу думку, є розчинником і розчиненою речовиною (розчиненими речовинами) такого розчину.
- 23*. Складіть план виготовлення розчину масою 300 г з масовою часткою магній сульфату 10 %, якщо в наявності є все необхідне обладнання, а також достатня кількість води й розчину магній сульфату з масовою часткою розчиненої речовини 15 %. У відповіді зазначте об'єм води, яку використають під час приготування розчину.

ПОНЯТТЯ ПРО СИСТЕМИ. Ви вже знаєте, що **системою** називають єдине ціле, утворене з окремих частин (компонентів). Якщо систему позбавити однієї із частин, то вона втратить цілісність. Розрізняють природні та штучні системи. Прикладами *природних* систем є клітина, організм, екосистеми (ліс, водойма). До штучних систем належать автомобіль, годинник, сад, акваріум тощо.

З попереднього параграфа ви дізналися про поділ систем на гомогенні та гетерогенні, а також про те, що істинні розчини — це *гомогенні* системи.

Кожному з вас доводилося бачити струмки каламутної дощової води. Істинним чи колоїдним розчином дощову воду не назвеш, тому що в ній добре видно частинки глини або чорнозему. Відтак каламутна дощова вода — це гетерогенна система.

Настав час дізнатися більше про *дисперсні* системи — так у природничих науках називають особливий вид систем, які трапляються в природі, а також створюються людьми.

ДИСПЕРСНІ СИСТЕМИ ТА ЇХНІЙ СКЛАД. Тверда речовина може утворювати велику грудку чи бути подрібненою (порошок, пил). Гази можуть бути подрібненими до пухирців, а рідини — до крапель.

Подрібнений стан речовини називають *дисперсним*, тому терміни «дисперсний», «дисперсні» використовують для характеристики дуже дрібних частинок, що рівномірно розподілені в однорідному середовищі.

Дисперсні системи — це гетерогенні системи, що складаються з двох або більше фаз (компонентів), між якими є поверхня поділу.

Для дисперсних систем більш прийнятним є термін «фаза» замість «компонент». Фази дисперсних систем мають назви *дисперсна фаза* та *дисперсійне середовище*.

Речовина, якої більше у складі дисперсної системи, утворює суцільне *дисперсійне середовище*. А рівномірно розподілені в його об'ємі тверді частинки, краплі чи пухирці іншої речовини називають *дисперсною фазою*.

Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- ◆ розширити знання про системи та поповнити їх інформацією про дисперсні системи;
- ◆ розрізняти компоненти дисперсних систем — дисперсну фазу та дисперсійне середовище;
- ◆ встановлювати відмінність між емульсіями, аерозолями, суспензіями;
- ◆ наводити приклади суспензій, емульсій, аерозолів;
- ◆ висловлювати судження про значення дисперсних систем.

Дисперсійне середовище — речовина, вміст якої в дисперсійній системі більший. **Дисперсна фаза** — речовина з меншим вмістом у дисперсійній системі. Дисперсійне середовище та дисперсна фаза можуть перебувати в однаковому або різних агрегатних станах.

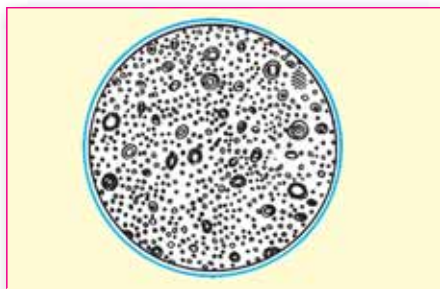
Одним з різновидів дисперсних систем є колоїдні розчини. Наприклад, у крохмальному клейстері частинки крохмалю є дисперсною фазою, а вода — дисперсійним середовищем.

Колоїдні розчини належать до *дрібнодисперсних систем*, тому що чіткої поверхні поділу між фазами немає. А от каламутна дощова вода належить до *грубодисперсних систем*. Розміри частинок дисперсної фази таких систем становлять $10^{-5} - 10^{-7}$ м, що дозволяє побачити їх неозброєним оком або ж за допомогою оптичних приладів. Так, розглядаючи молоко у світловий мікроскоп, можна побачити краплини жиру (мал. 9).

Як уже зазначалось, у грубодисперсних системах дисперсна фаза та дисперсійне середовище можуть перебувати в різних агрегатних станах. Наприклад, у каламутній воді, що містить глину, дисперсійне середо-

вище утворює вода, а тверді частинки глини є дисперсною фазою. У тумані дисперсійне середовище — повітря (газ), а дисперсна фаза — дрібні краплі води. У молоці частинки жиру є дисперсною фазою, а вода — дисперсійним середовищем. До дисперсних систем належать також дим, хмари, зубна паста, бетон, гума, пінопласт, кольорове скло та інші.

Як бачимо, дисперсні системи досить різноманітні, їх поділяють на *суспензії*, *емульсії* й *аерозолі*.



Мал. 9 Молоко під мікроскопом

Суспензії — це грубодисперсні системи, у яких дисперсною фазою є тверда речовина, а дисперсійним середовищем — рідина.

У суспензіях тверда речовина практично нерозчинна в рідині, її частинки затримуються паперовим фільтром. Цим можна скористатися, щоб розпізнати суспензію та виділити з неї дисперсну фазу.

Щоб приготувати суспензію, треба тверду речовину подрібнити до дрібнозернистого порошку, всипати в рідину, у якій ця речовина не розчиняється, і добре збовтати. На промислових підприємствах це здійснюють на спеціальному обладнанні. Із часом частинки дисперсної фази опускаються на дно посудини (вода + глина) або спливають на поверхню рідини (вода + тирса). Однак рідина ще кілька днів може залишатись каламутною, оскільки деякі тверді частинки надалі перебуватимуть у товщі рідкого дисперсійного середовища. Цілком очевидно: що дрібніші частинки дисперсної фази, то довше зберігатиметься суспензія.

Прикладами суспензії є малярські фарби, пасти для чищення посуду, косметичні маски та скраби тощо.

Аерозолі — штучно виготовлені дисперсні системи з газоподібним дисперсійним середовищем.

Це добре відомі вам лак для волосся, антистатика, дезодоранти тощо.

Емульсії — дисперсні системи, у яких дисперсна фаза й дисперсійне середовище перебувають у рідкому агрегатному стані.

До емульсій належать молоко, шампуні, креми для обличчя, деякі рідкі ліки, соки рослин, нафта.

Приклади різних дисперсних систем зображено на малюнку 10.



Поміркуйте й назвіть, які речовини в зображених на малюнку 10 прикладах дисперсних систем є дисперсною фазою, а які — дисперсійним середовищем.



Мал. 10

Приклади дисперсних систем: а — туман; б — дим; в — хмари; г — пінопласт; д — аерозолі; е — зубна паста

Взаємна нерозчинність рідин, з яких утворена емульсія, є обов'язковою умовою її утворення. Емульсії одержують струшуванням, енергійним перемішуванням, дією ультразвуку, а також витискуванням рідини через отвори малого діаметра. Щоб з води та олії приготувати емульсію, речовини слід довго збовтувати. Значно швидше утворення емульсії відбудеться в міксері.

Емульсії відіграють важливу роль у житті людини. Засвоєння жирів в організмі відбувається через емульгування під впливом жовчі. Молоко, яєчний білок, вершки, сметана — це також емульсії, які добре засвоюються організмом людини. Виготовлення вершкового масла, майонезу, йогуртів, дитячого харчування — це лише окремі приклади практичного застосування знань про дисперсні системи.

На схемі 10 подано класифікацію дисперсних систем, а в дужках зазначено розміри частинок дисперсної фази в нанометрах ($1 \text{ нм} = 10^{-9} \text{ м}$).



Схема 10 Класифікація дисперсних систем за розміром частинок дисперсної фази

Узагальнити матеріал параграфа вам допоможе таблиця 3.

Таблиця 3

Деякі характеристики та приклади гетерогенних систем

Дисперсна фаза	Дисперсійне середовище	Приклади
Рідина	Газ	Туман, аерозолі рідких речовин
Тверде тіло	Газ	Дим, аерозолі твердих речовин
Газ	Рідина	Піни, газові емульсії
Рідина	Рідина	Емульсії (молоко, фармацевтичні емульсії)
Тверде тіло	Рідина	Суспензії та колоїдні розчини
Газ	Тверде тіло	Тверді піни, пемза, активоване вугілля
Рідина	Тверде тіло	Гелі, драглі
Тверде тіло	Тверде тіло	Сплави металів, природні мінерали

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Ознайомтеся зі складом харчових продуктів, засобів особистої гігієни, побутової хімії, що вказаний на їхньому пакувальному матеріалі. Це можуть бути майонез, пасти, креми, молочні вироби, засоби догляду за автотранспортом тощо. Зробіть висновок про те, до яких дисперсних систем вони належать, що в них є дисперсною фазою, а що — дисперсійним середовищем.

Стисло про основне

- ✓ Дисперсна система складається з дисперсної фази та дисперсійного середовища.
- ✓ За ступенем подрібненості частинок дисперсної фази дисперсні системи поділяють на грубодисперсні та дрібнодисперсні (колоїдні розчини).

- ✓ У грубодисперсних системах дисперсна фаза й дисперсійне середовище можуть перебувати в одному або різних агрегатних станах, залежно від цього їх поділяють на *суспензії*, *емульсії* й *аерозолі*. Частинки дисперсної фази суспензій та емульсій мають лінійні розміри понад 100 нм (10^{-7} м).
- ✓ У **суспензіях** дисперсна фаза утворена подрібненою твердою речовиною, а дисперсійне середовище — рідина. Частинки дисперсної фази можна розгледіти неозброєним оком.
- ✓ **Емульсії** — це дисперсні системи, у яких дисперсна фаза й дисперсійне середовище є рідинами, що не змішуються між собою.

Знаємо, розуміємо

1. Які системи називають дисперсними? Які різновиди дисперсних систем ви знаєте? За якими параметрами класифікують дисперсні системи?
2. Користуючись здобутими відомостями про істинні, колоїдні розчини та суспензії, заповніть у зошиті таблицю 4.

Таблиця 4

Характерні ознаки	Істинний розчин	Колоїдний розчин	Суспензія
Розмір частинок			
Можливість виявлення неозброєним оком			
Можливість виявлення за допомогою оптичних приладів			
Проникнення частинок крізь паперовий фільтр			

3. Назвіть, які з перелічених систем є істинними розчинами, які — колоїдними, а які — суспензіями та емульсіями: газувана вода; ліки, на яких написано «перед вживанням збовтати»; розчин йоду спиртовий; майонез; олійні фарби; томатний сік.

Застосовуємо

24. Установіть відповідність між системою та її класифікаційною групою.

Система	Класифікаційна група
1 компот	А істинний розчин
2 морозиво	Б аерозоль
3 зубна паста	В емульсія
4 дим	Г колоїдний розчин
	Д суспензія

25. Розташуйте дисперсні системи за збільшенням розмірів частинок дисперсної фази. **А** колоїдні розчини **Б** суспензії **В** аерозолі

Працюємо з медійними джерелами

Користуючись додатковими інформаційними джерелами, підготуйте розповідь про значення та використання істинних розчинів і дисперсних систем.

§ 6.

Будова молекули води. Поняття про водневий зв'язок і розчинність речовин

Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- ♦ зрозуміти, завдяки чому вода належить до найпоширеніших розчинників;
- ♦ пояснити вплив різних чинників на розчинність речовин;
- ♦ пояснити утворення водневого зв'язку;
- ♦ розрізнити насичені й ненасичені розчини.

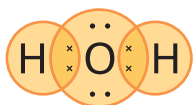


Схема 11

Утворення ковалентних зв'язків у молекулі води



Схема 12

Кутова будова молекули води

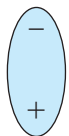


Схема 13

Диполь молекули води

Як було зазначено в попередньому параграфі, вода є найпоширенішим розчинником, у ній розчиняється багато твердих, рідких і газуватих речовин.

З'ясуємо, завдяки чому вода наділена властивістю розчиняти різноманітні речовини й утворювати істинні розчини.

ПОНЯТТЯ ПРО ВОДНЕВИЙ ЗВ'ЯЗОК.

Повторивши основні питання курсу хімії 8 класу, ви пригадали, що вода H_2O — речовина молекулярної будови з ковалентними полярними зв'язками (схема 11), яка за кім-

натної температури перебуває в рідкому агрегатному стані. На цій схемі відображено утворення ковалентного зв'язку та порядок сполучення атомів у молекулі води, але не передано просторове розміщення атомів один відносно одного. Насправді молекула води має кутову будову. Якщо сполучити уявними лініями атом Оксигену й два атоми Гідрогену, то утвориться рівнобедрений трикутник, у якому валентний кут між хімічними зв'язками становить $104,5^\circ$ (схема 12).

Оскільки атом Оксигену більш електронегативний, ніж сполучені з ним атоми Гідрогену, то спільні електронні пари зміщуються до Оксигену. Унаслідок цього атом Оксигену набуває невеликого (часткового) негативного електричного заряду δ^- (читається «дельта мінус»), а кожний атом Гідрогену — невеликого (часткового) позитивного електричного заряду δ^+ (читається «дельта плюс»). Як видно зі схеми 12, обидва атоми Гідрогену розміщені по один бік від атома Оксигену, що й зумовлює наявність у молекули води двох електричних полюсів. Саме тому молекулу води називають *диполем*, тобто такою, що має два електричні полюси (схема 13). Про такі молекули кажуть, що вони є *електричними диполями*, або просто *диполями*.

ВОДНЕВИЙ ЗВ'ЯЗОК. Диполям молекул води цілком достатньо часткових зарядів, щоб виникла

сила притягання між атомом Гідрогену однієї молекули та атомом Оксигену іншої (схема 14) й утворився **водневий зв'язок**.

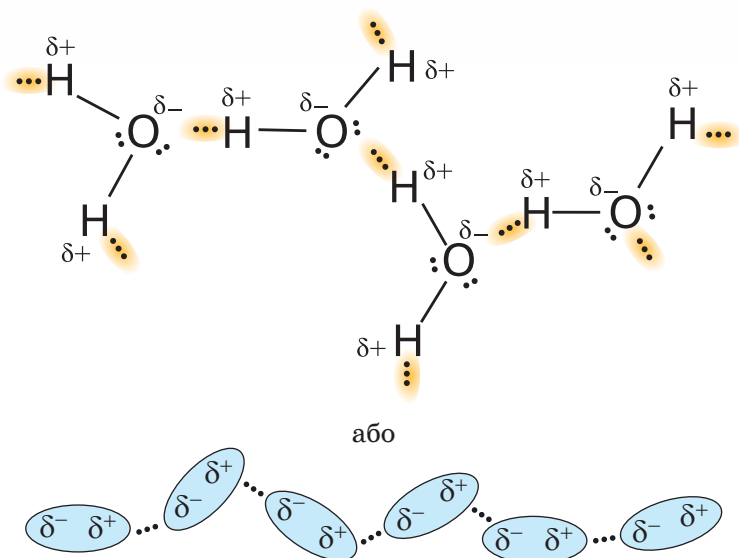


Схема 14 Утворення водневого зв'язку між молекулами води

Водневий зв'язок умовно позначають трьома крапками. І хоча він приблизно в 10 разів слабший за ковалентний, проте наявність цього зв'язку між молекулами води зумовлює такі її властивості, як відносно високу температуру кипіння (+100 °C), рідкий агрегатний стан за звичайних умов, здатність розчиняти багато речовин з йонним та ковалентним полярним зв'язками.

Водневий зв'язок може утворюватися також між атомом Гідрогену та атомом Флуору, атомом Гідрогену й атомом Нітрогену.

РОЗЧИННІСТЬ. У порції розчинника за конкретних умов може максимально розчинитися певна кількість речовини. Причому для різних речовин вона буде різною. Ця індивідуальна здатність речовини розчинятися в певному розчиннику є однією з її фізичних характеристик, що має назву *розчинність*.

Розчинність — це здатність речовини розчинятися у воді або іншому розчиннику з утворенням істинного розчину.

Здатність води розчиняти речовини зумовлена будовою її молекул. Так, при розчиненні натрій хлориду (кухонної солі) диполі води розташовуються навколо йонів Натрію й Хлору (схема 15).

Сила притягання одного йона до кількох диполів води більша, ніж сила притягання між різнойменно зарядженими йонами у кристалі

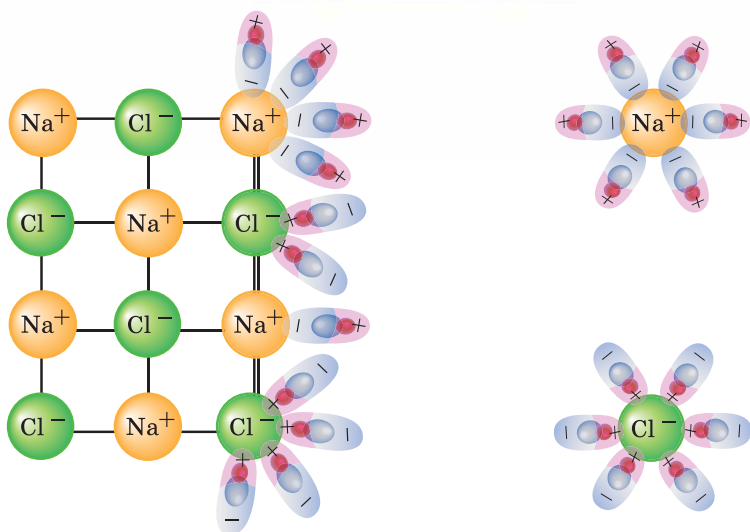


Схема 15 Розчинення натрій хлориду у воді

кухонної солі. Тому під впливом дії диполів води йонний зв'язок у кристалі руйнується і йони переходять у розчин. Триватиме це доти, доки не утвориться насичений розчин.

Насичений розчин — це розчин, у якому речовина за певної температури більше не розчиняється.

Кількісно розчинність вказує на максимально можливу масу чи об'єм (для газів) розчиненої речовини, що за конкретних умов (температури, тиску) розчиняється у 100 г розчинника.

Наприклад, розчинність кухонної солі за температури $+20\text{ }^{\circ}\text{C}$ становить 35,9 г. Це означає, що у 100 г води за цієї температури можна розчинити щонайбільше 35,9 г цієї речовини. Розчин, виготовлений у такий спосіб, буде *насиченим* за температури $+20\text{ }^{\circ}\text{C}$. Додаткові порції солі в ньому за цієї температури розчинити не вдасться.

Якщо ж виготовити розчин за цієї самої температури, наприклад, із 3,59 г солі та 50 г води, то він буде *ненасиченим*. Назва свідчить про те, що розчин можна й далі «насичувати», розчиняючи нові порції солі.

Розчинність твердих і рідких речовин за температури $+20\text{ }^{\circ}\text{C}$ покладено в основу їх класифікації на *розчинні*, *малорозчинні* та *нерозчинні* (схема 17).

Визначивши розчинність кислот, основ, амфотерних гідроксидів і солей у воді за температури від $+20$ до $+25\text{ }^{\circ}\text{C}$, уклали таблицю їхньої розчинності у воді (див. форзац 2).

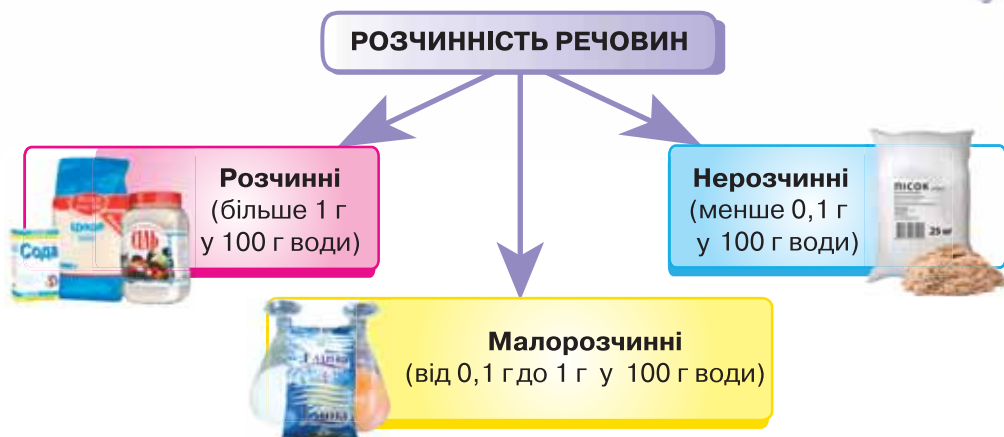


Схема 16 Класифікація речовин за розчинністю

Працюйте групами

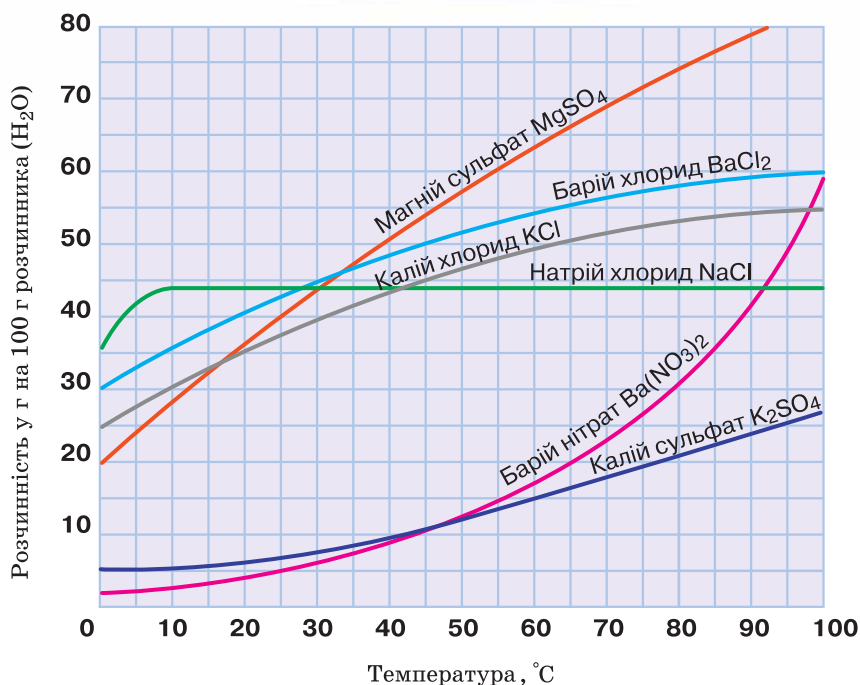
Користуючись таблицею розчинності кислот, основ, амфотерних гідроксидів і солей у воді, з'ясуйте:

- чи є серед кислот нерозчинні речовини;
- чи є серед амфотерних гідроксидів розчинні у воді речовини;
- усі солі якої кислоти розчинні у воді;
- усі солі яких металічних елементів розчинні у воді;
- хлориди й сульфати яких металічних елементів нерозчинні чи малорозчинні у воді.

ЗАЛЕЖНІСТЬ РОЗЧИННОСТІ ВІД РІЗНИХ ЧИННИКІВ. Розглянемо, як впливають *температура* (для твердих і рідких речовин) і *тиск* (для газів) на розчинність речовин у воді.

Приклад 1. *Вплив температури на розчинність твердих речовин.* Для більшості твердих речовин розчинність збільшується з підвищенням температури. Так, якщо за температури $+20\text{ }^{\circ}\text{C}$ розчинність калій нітрату становить 40 г, то за температури $+80\text{ }^{\circ}\text{C}$ у 100 г води розчиняється вже 140 г цієї солі. Добре відома та широкоживана кухонна сіль теж збільшує свою розчинність під час нагрівання, проте не на стільки, як калій нітрат. Так, розчинність кухонної солі за температури $+20\text{ }^{\circ}\text{C}$ дорівнює 35,9 г, а за температури $+100\text{ }^{\circ}\text{C}$ — 39,4 г. Проте трапляються тверді речовини, розчинність яких зі збільшенням температури зменшується, як це відбувається в літій карбонату. За малюнком 11 ознайомтеся із залежністю розчинності від температури для деяких інших твердих речовин.

Для порівняння межі розчинності різних речовин у воді за різних температур скористаємося таблицею 5, у якій зазначено розчинність деяких речовин у грамах на 100 г води.



Мал. 11

Залежність розчинності деяких твердих речовин від температури

Таблиця 5

Розчинність деяких речовин (у грамах на 100 г води)

Речовина	Розчинність за різної температури			
	+20 °C	+50 °C	+80 °C	+100 °C
Калій бромід	65,2	80,8	94,6	103,3
Натрій хлорид	35,9	36,8	38,1	39,4
Кальцій сульфат	0,206	0,180	0,102	0,066

Як видно з таблиці, розчинність різних речовин зі збільшенням температури змінюється по-різному. Так, зі збільшенням температури помітно збільшується розчинність у воді калій броміду, тоді як розчинність натрій хлориду зростає неістотно. Розчинність кальцій сульфату з підвищенням температури зменшується.

Приклад 2.

Вплив температури на розчинність газів. Розчинність газів з підвищенням температури зменшується. Пояснюється

це тим, що нагрівання прискорює рух молекул, унаслідок чого частина з них залишає розчин. Тож, коли виникає потреба розчинити якомога біль-

ше газуватої речовини в певному об'ємі води, слід вдатися до охолодження, а не до нагрівання розчину.

Зменшення розчинності газоподібних речовин, що є у складі повітря, з підвищенням температури можна спостерігати на такому досліді. Складну прозору посудину, наповнену холодною водою з-під крану чи з холодильника, залиште за кімнатної температури на столі. Із часом внутрішня поверхня посудини вкриється пухирцями повітря. Це пояснюється зменшенням розчинності повітря з підвищенням температури.

Приклад 3.

Вплив тиску на розчинність газів. Розчинність газоподібних речовин прямо пропорційна тиску, тобто що вищий тиск, то більша розчинність. Усім вам добре відомі мінеральна вода, кока-кола, лимонад тощо. Однією зі стадій виготовлення газованих напоїв є насичення їх вуглекислим газом під тиском у кілька атмосфер. Якщо пляшку відкоркувати, то тиск усередині неї понизиться, що спричинить енергійне виділення «зайвого» газу.

З пониженням тиску розчинність газоподібних речовин у воді зменшується, а з підвищенням — збільшується.

Отже, якщо є потреба в розчиненні більшого об'єму газів, розчинення слід проводити за зниженої температури й підвищеного тиску.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Завдання 1.

Відкрийте пляшку із сильногазованою водою (за кімнатної температури) й відразу на її горловину надіньте та закріпіть скотчем повітряну кульку. Періодично спостерігайте за кулькою протягом кількох годин. Чи змінився її об'єм? Після цього, не знімаючи повітряної кульки, помістіть пляшку на деякий час у холодильник. Як змінився об'єм кульки? Поясніть результати спостереження.

Завдання 2.

Повторіть удома дослід з холодною водою, описаний у параграфі, і поясніть його.

Стисло про основне

- ✓ Здатність води розчиняти речовини з йонним та ковалентним полярним зв'язками зумовлена полярністю її молекул.
- ✓ Водневий зв'язок між молекулами води — це сили притягання між атомом Гідрогену однієї молекули й атомом Оксигену іншої молекули.
- ✓ Ненасиченим називають розчин, у якому можна розчинити додаткову порцію речовини, не змінюючи умов (температури, тиску).
- ✓ Насичений розчин — це розчин, у якому за певних умов речовина більше не розчиняється.

- ✓ Межею розчинності речовини є її вміст у насиченому розчині. Розчинність речовини обчислюють зазвичай у грамах на 100 г розчинника.
- ✓ Розчинність більшості твердих речовин з підвищенням температури збільшується.
- ✓ Розчинність газоподібних речовин збільшується з підвищенням тиску й зменшенням температури.



Сторінка ерудита

Елемент однієї з Оксигеном підгрупи Сульфур також утворює летку сполуку з Гідрогеном, що має однакову з водою загальну формулу H_2E і такий самий вид хімічного зв'язку в молекулі. Незважаючи на значну подібність складу та будови цих речовин, вода за кімнатної температури — рідина й хороший розчинник, а гідроген сульфід (сірководень) H_2S — газ, не здатний розчиняти тверді й рідкі речовини.

Причину слід шукати в різниці значення електронегативності елементів VI групи головної підгрупи. В Оксигену електронегативність більша, ніж у Сульфурі. (Відшукайте зазначені елементи в ряді електронегативності та переконайтеся в цьому.) Тому в молекулі води спільні електронні пари сильніше зміщені до Оксигену порівняно зі зміщенням спільних електронних пар у молекулі гідроген сульфіді. Часткових зарядів, що виникають при цьому, у молекулах води достатньо для утворення водневого зв'язку, а в молекулах гідроген сульфіді — ні. Тому міжмолекулярна взаємодія молекул гідроген сульфіді менша, молекули більш рухливі, агрегатний стан — газоподібний, здатність розчиняти тверді та рідкі речовини відсутня.

Знаємо, розуміємо

1. Яку просторову будову має молекула води? Як це впливає на утворення водневого зв'язку й розчинення речовин?
2. Поясніть, як утворюється водневий зв'язок між молекулами води.
3. Наведіть по два приклади розчинних, малорозчинних і практично нерозчинних у воді речовин — представників різних класів неорганічних сполук.
4. Які фізичні властивості води зумовлені наявністю між її молекулами водневого зв'язку?
5. Які ще елементи, окрім Гідрогену, можуть утворювати водневий зв'язок?
6. Поясніть, як підвищення тиску впливає на розчинність газів.
7. Поясніть, як температура впливає на розчинність газів.
- 8*. Чому між молекулами води існує водневий зв'язок, а між молекулами гідроген сульфіді — ні?

Застосовуємо

26. Зазначте характеристику, за якою укладено такий перелік речовин: натрій карбонат, кальцій хлорид, хлоридна кислота, калій гідроксид.
- А оксигеновмісні речовини
 - Б речовини з йонним хімічним зв'язком
 - В добре розчинні у воді речовини
 - Г речовини, що відрізняються за агрегатним станом

- 27.** Користуючись графіками розчинності у воді деяких солей (мал. 11), з'ясуйте, якою є розчинність кожної з речовин за температури $+45\text{ }^{\circ}\text{C}$.
- 28.** Користуючись малюнком 11, розташуйте назви солей у послідовності збільшення розчинності цих речовин за температури $+80\text{ }^{\circ}\text{C}$.
А барій хлорид
Б калій сульфат
В магній сульфат
Г барій нітрат
- 29.** Обчисліть масову частку натрій хлориду в його насиченому за температури $+20\text{ }^{\circ}\text{C}$ розчині.
- 30*.** Який тип хімічного зв'язку в молекулі вуглекислого газу? Чи здатна ця речовина утворювати диполі, якщо у просторі всі атоми в цій молекулі розміщені на одній лінії, тобто валентний кут дорівнює 180° ? Відповідь обґрунтуйте.



Теплові явища, що супроводжують розчинення речовин, їхня природа

Із природознавства та фізики вам відомо, що явища, пов'язані з нагріванням й охолодженням тіл, називаються тепловими й що теплота передається від більш нагрітого тіла до менш нагрітого. Досить часто тепловими явищами супроводжуються світлові, електричні, механічні, хімічні явища.

ТЕПЛОВІ ЯВИЩА ПІД ЧАС РОЗЧИНЕННЯ РЕЧОВИН У ВОДІ. Чи відбуваються теплові явища під час розчинення речовин у воді? Для відповіді на поставлене запитання виконаємо досліді.

Демонстраційний дослід 1.

Зважимо 20 г кухонної солі та помістимо її в посудину для подальшого виготовлення розчину. Доллемо 100 мл води, попередньо вимірявши її температуру і встановивши, що вона дорівнює $22\text{ }^{\circ}\text{C}$. Вміст посудини перемішаємо скляною паличкою, щоб сіль швидше розчинилася, після чого знову виміряємо температуру (тепер це вже буде температура не розчинника, а утвореного розчину). Побачимо, що вона дещо відрізняється від температури води, взятої для виготовлення розчину, а точніше, збільшилася на $0,5\text{ }^{\circ}\text{C}$.



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

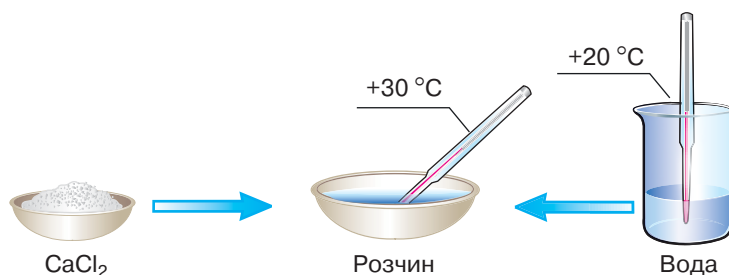
- ◆ пригадати, які явища дістали назву теплових;
- ◆ описувати розчинення речовин у воді як фізико-хімічне явище;
- ◆ з'ясувати, чому розчинення одних речовин супроводжується виділенням теплоти, а інших — поглинанням;
- ◆ висловлювати судження про роль експерименту в науці.



Подумайте та наведіть приклади теплових явищ.

**Демонстраційний
дослід 2.**

Проведемо розчинення у воді безводного кальцій хлориду CaCl_2 . У 100 г води (за температури $20\text{ }^\circ\text{C}$) розчинимо 20 г цієї солі (мал. 12). Термометр зафіксує підвищення температури суміші до $30\text{ }^\circ\text{C}$.



Мал. 12

Теплові явища під час розчинення натрій хлориду у воді

**Демонстраційний
дослід 3.**

Проведемо його, як і попередні два досліді, але розчинятимемо у 100 мл води (за температури $20\text{ }^\circ\text{C}$) сіль амоній нітрат NH_4NO_3 масою 20 г. Розчинення цієї речовини супроводжується зниженням температури розчину до $10\text{ }^\circ\text{C}$.

Результати дослідів свідчать про те, що розчинення речовин у воді може супроводжуватися тепловими явищами, які мають різні наслідки.

Наслідок 1.

Температура розчину й температура розчинника, взятого для його виготовлення, близькі за значенням.

Наслідок 2.

Розчинення супроводжується поглинанням теплоти, і температура розчину порівняно з температурою розчинника, взятого для його виготовлення, є нижчою.

Наслідок 3.

Розчинення супроводжується виділенням теплоти в навколишнє середовище, і температура розчину порівняно з температурою розчинника, взятого для його виготовлення, є вищою.

Від чого це залежить? Пояснення слід шукати у фізико-хімічній природі процесу розчинення.

ФІЗИКО-ХІМІЧНА СУТЬ ПРОЦЕСУ РОЗЧИНЕННЯ. У попередньому параграфі ми з'ясували, що під час розчинення натрій хлориду у воді спочатку дипольні молекули води руйнують кристали солі, після чого вивільнені йони в оточенні кількох полярних молекул розчинника потрапляють у розчин і вільно в ньому переміщуються (відбувається дифузія).



Пригадайте, яке явище називають дифузією.

Розчинення за енергетичними витратами умовно можна поділити на два етапи. *Перший етап* — це подолання притягання між структурними частинками речовини у кристалі. Він супроводжується затратами енергії та є *фізичним процесом*. Для *другого етапу* характерна взаємодія йонів розчиненої речовини з полярними мо-

лекулами розчинника. Вона завжди відбувається з виділенням теплоти та є *хімічним процесом*. Цей процес має назву *сольватація*, а якщо розчинником є вода — *гідратація*. Продукти гідратації називають *гідратами* (про одні з них — *кристалогідрати* — ви дізнаєтесь більше в наступному параграфі). Унаслідок дифузії гідрати рівномірно розподіляються в розчині.

Таким чином, розчинення речовин — це фізико-хімічне явище, що об'єднує два або три процеси:

- ◆ руйнування структури (кристалічних ґраток) для твердих розчинених речовин;
- ◆ сольватацію — взаємодію розчинника із частинками розчиненої речовини;
- ◆ дифузю — розподіл сольватованих частинок розчиненої речовини в об'ємі розчину.

На тепловий ефект розчинення речовин помітно впливають перші два процеси. Знаючи їх, робимо висновок про те, що від суми теплового ефекту фізичного та хімічного явищ у проведених дослідах з розчинення речовин залежав тепловий ефект розчинення цих речовин. У першому досліді кількість теплоти, що витрачалася на руйнування кристалів, і кількість теплоти, що виділялася внаслідок гідратації, були приблизно однаковими, тому температура розчину кухонної солі відрізнялася від температури води неістотно. У другому досліді відбулося сильне розігрівання розчину, оскільки енергетичні затрати на йонізацію (розрив) ковалентного полярного зв'язку Гідрогену з кислотним залишком виявилися значно меншими, аніж теплота, що виділилася внаслідок подальшої гідратації утворених йонів. В останньому досліді зниження температури розчину порівняно із чистим розчинником свідчить про переважання фізичного процесу над хімічним.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Складіть план і проведіть дослідження теплових явищ, що супроводжують розчинення у воді цукру, питної соди та прального порошку. Одержані результати запишіть у зошит і поясніть їх як фізико-хімічні явища.

Стисло про основне



- ✓ Розчинення речовин у воді — фізико-хімічний процес.
- ✓ Перший (фізичний) етап цього процесу полягає в руйнуванні структури для твердої розчиненої речовини під впливом полярних молекул розчинника на окремі йони чи молекули й супроводжується поглинанням теплоти.
- ✓ Другий (хімічний) етап називають гідратацією. У процесі гідратації частинки розчиненої речовини (йони, молекули) взаємодіють з молекулами води. Гідратація супроводжується виділенням теплоти.

- ✓ Залежно від того, якою є різниця між теплотою, що поглинається на першому етапі, та теплотою, що виділяється на другому, розчинення речовин може супроводжуватися підвищенням або зниженням температури розчину.



Інформаційна сторінка

Видатний учений **Дмитро Іванович Менделєєв (1834–1907)** значну увагу приділяв дослідженню розчинів. Він увійшов в історію хімії не лише як відкривач періодичного закону та розробник періодичної системи хімічних елементів, а і як автор *гідратної теорії*. Ця теорія доводить, що утворення гідратів — важлива ознака процесу розчинення речовин у воді: «Розчини — суть хімічні сполуки, що визначаються силами, які діють між розчинником і розчиненою речовиною» (Д. І. Менделєєв). Менделєєв довів існування гідратів сульфатної кислоти та інших речовин. Свої численні досліді він описав у праці «Дослідження водних розчинів за їхньою питомою вагою», опублікованій у 1887 р.

Близько 40 років наукової діяльності Дмитро Іванович Менделєєв присвятив вивченню розчинів. Це мало вагомий результат, адже створена ним гідратна теорія залишається дотепер загальноновизнаною науковцями. Розробкою хімічної теорії розчинів Дмитро Іванович поклав початок фізико-хімічному аналізу та електрохімії неводних розчинів. Тепер відомо, що в процесі сольватації (гідратації) між полярними молекулами розчинника та йонами або молекулами розчиненої речовини утворюються різноманітні хімічні зв'язки, у тому числі й водневий.

Після Д. І. Менделєєва хімічну теорію розчинів розвинули та доповнили Д. П. Коновалов, І. О. Каблуков, М. С. Курнаков.

Знаємо, розуміємо

1. Чому розчинення речовин у воді називають фізико-хімічним явищем?
2. Наведіть приклади зниження та підвищення температури розчину порівняно з температурою розчинника під час розчинення речовин у воді.
3. Розчинення у воді калій гідроксиду є екзотермічним процесом. Поясніть його суть.
4. Обґрунтуйте, чи можна вважати розчинення речовин у воді лише механічним подрібненням.
5. Який внесок у науку, окрім відкриття періодичного закону та створення періодичної системи хімічних елементів, зробив Д. І. Менделєєв?

Застосовуємо

31. Зазначте речовину, яку можна використати для приготування охолоджувальної суміші з водою.
- А калій гідроксид
 - Б сульфатна кислота
 - В кальцій хлорид
 - Г амоній нітрат
- 32*. Тверду кристалічну речовину синього кольору кобальт(II) хлорид розчинили у воді й одержали рожевий розчин. Висловіть припущення, чому так сталося.



Кристалогідрати. Розв'язування задач на приготування розчинів із кристалогідратів

Як було зазначено в попередньому параграфі, частинки розчиненої речовини утворюють з полярними молекулами води гідрати. Більшість із них є нестійкими сполуками й після випарювання розчину розпадаються. Тобто електростатичне притягання між частинками розчиненої речовини й розчинника втрачається. Після повного випаровування води залишаються кристали речовини, яку розчиняли (якщо це була речовина кристалічної будови).

Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- ◆ наводити приклади кристалогідратів;
- ◆ з'ясувати особливості кристалогідратів;
- ◆ обчислювати відносну молекулярну та молярну маси кристалогідратів.

ПОНЯТТЯ ПРО КРИСТАЛОГІДРАТИ. В окремих речовин зв'язок гідратованих йонів з молекулами води досить міцний і не руйнується навіть під час випарювання розчину. Гідратовані йони зберігають зв'язок з молекулами води й у кристалічному стані. Такі речовини називають кристалогідратами, а утримувану в них воду — кристалізаційною.

Кристалогідрати — кристалічні речовини, кристалічна ґратка яких містить гідратовані йони. Склад кристалогідратів передають за допомогою формул розчиненої речовини й води, між якими ставлять крапку, а перед формулою води коефіцієнтом зазначають кількість її молекул.

Так, у мідного купоросу кристалічна ґратка містить гідратовані йони Купруму, кожний з яких оточений 5 молекулами води. Тож формулу мідного купоросу слід записувати не CuSO_4 , а $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (читається «купрум-два-сульфат на п'ять аш-два-о»). Речовина має тривіальну назву мідний купорос, а за міжнародною номенклатурою, розробленою Міжнародним союзом теоретичної та практичної хімії (ІЮПАК), назва цього кристалогідрату — купрум(II) сульфат пентагідрат.

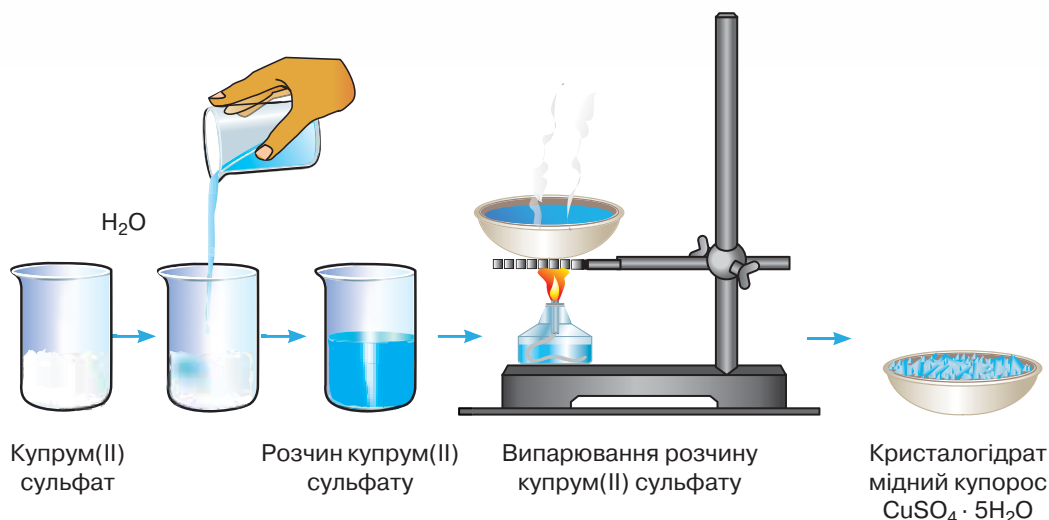


Пригадайте з 8 класу, що називають кристалічною ґраткою, які види кристалічних ґраток існують.

Як бачимо, назва складається з трьох слів. Перше слово — назва катіону із зазначеною змінною валентністю; друге — загальна назва солей сульфатної кислоти; третє слово утворене з префікса *пента* (грецька назва числа 5) і кореня *гідрат*, що вказує на наявність води.

Про те, що безводний купрум(II) сульфат й утворений з нього кристалогідрат — різні речовини, свідчить хоча б той факт, що безводний

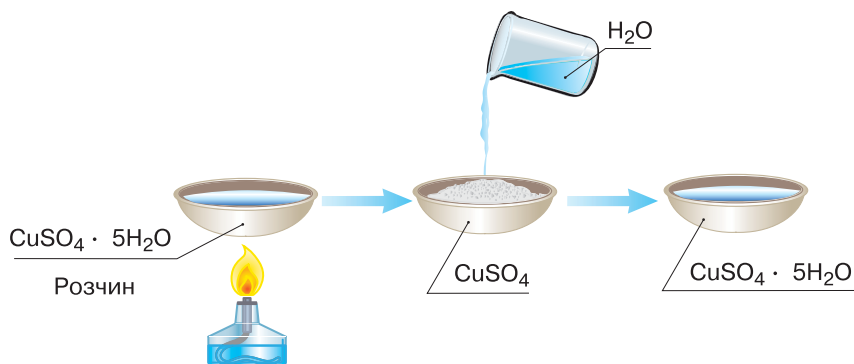
купрум(II) сульфат має білий колір, тоді як мідний купорос — блакитний (мал. 13).



Мал. 13 Добування мідного купоросу

До гідратації схильні катіони Купруму, Мангану, Цинку, Кобальту, Магнію, Кальцію. Утворені катіонами Купруму, Мангану, Кобальту гідратовані йони, на відміну від тих, щоб містяться в безводній речовині, мають інший колір. З одним із прикладів ви щойно ознайомилися. Ще один приклад чекає на вас у рубриці «Хімія — це життя: сторінка природодослідника» в кінці параграфа.

Кристалогідрати утворюються за умови, якщо випарювання розчину здійснювалося за помірної температури й було припинено, щойно вода випарувалася. Якщо ж утворений кристалогідрат (мідний купорос) піддати подальшій термічній дії, *кристалізаційна вода* з нього випарується, і він перетвориться на безводну речовину білого кольору (мал. 14).



Мал. 14 Взаємоперетворення мідного купоросу й купрум(II) сульфату

Кристалогідратами є багато природних мінералів (мал. 15). Трапляються кристалогідрати, у яких на одну формульну одиницю речовини припадає від 1 до 12 молекул води, проте найбільш поширеними є кристалогідрати з 2, 4, 6, 8 молекулами води.

Незважаючи на твердий агрегатний стан кристалогідратів, у них за кімнатної температури містяться молекули води. Таку воду називають *кристалізаційною*. При нагріванні ця вода втрачається.



Мал. 15 Природні кристалогідрати: а — гіпс; б — лимонна кислота; в — мідний купорос; г — залізний купорос

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Під час проведення позакласного заходу з хімії можете провести цікавий дослід за таким описом. На фільтрувальний папір наносять певний малюнок чи пишуть формули розчином кобальт(II) хлорид гексагідрату $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, що має рожевий колір, і дають йому просохнути. Зображення стає майже непомітним. Після обережного нагрівання над полум'ям спиртівки (щоб папір не загорівся) кристалізаційна вода випаровується, і на папері залишається безводна сіль, а вона має яскраво-синій колір. Тож зображення знову стає виразним, хоча вже іншого кольору.

Стисло про основне

- ✓ Кристалогідрати можна розглядати як продукти хімічної взаємодії розчиненої речовини з водою, виділені з розчину помірним випарюванням.
- ✓ Кристалізаційною називають воду, яка входить до складу кристалів твердої речовини.
- ✓ Якщо після випаровування води нагрівання кристалогідрату продовжувати, то врешті-решт кристалізаційна вода випаровується й залишиться безводна сполука.
- ✓ У розчині солі, виготовленому з кристалогідрату, розчиненою речовиною вважається безводна сіль. Кристалізаційна вода поповнює масу розчинника.



Сторінка ерудита

ВІДНОСНА МОЛЕКУЛЯРНА ТА МОЛЯРНА МАСИ КРИСТАЛОГІДРАТІВ. Відносну молекулярну та молярну масу кристалогідратів обчислюють за загальними правилами, а крапка перед формулою води означає не дію множення, а дію додавання, наприклад:

$$M_r(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot A_r(\text{Na}) + A_r(\text{S}) + 4 \cdot A_r(\text{O}) + 10 \cdot M_r(\text{H}_2\text{O}),$$

$$\text{або } M_r(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot A_r(\text{Na}) + A_r(\text{S}) + 4A_r(\text{O}) + 10 \cdot 2 \cdot A_r(\text{H}) + 10 \cdot A_r(\text{O}) =$$

$$= 2 \cdot 23 + 32 + 4 \cdot 16 + 10 \cdot 2 \cdot 1 + 10 \cdot 16 = 322.$$

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

ОБЧИСЛЕННЯ МАСОВОЇ ЧАСТКИ Й МАСИ РОЗЧИНЕНОЇ РЕЧОВИНИ В РОЗЧИНІ, ВИГОТОВЛЕНОМУ З КРИСТАЛОГІДРАТУ. Усім вам добре відомий із проведених у 7–9 класах дослідів розчин купрум(II) сульфату. Його готують не з безводної солі, а з її кристалогідрату — мідного купоросу. І коли постає необхідність дізнатися про масову частку чи масу розчиненої речовини в розчині, проводять обчислення на зразок поданих у розв'язаннях до задач 1 і 2.

Задача 1.

Обчисліть масову частку купрум(II) сульфату в розчині, виготовленому з мідного купоросу масою 10 г і води об'ємом 190 мл.

Дано

$$m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 25 \text{ г}$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 175 \text{ мл},$$

$$\text{або } m(\text{H}_2\text{O}) = 175 \text{ г}$$

$$\omega(\text{CuSO}_4) = ?$$

Розв'язання

1. Обчислимо відносну молекулярну та молярну масу кристалогідрату:

$$M_r(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 64 + 32 + 4 \cdot 16 + 5(1 + 16) = 250;$$

$$M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 250 \text{ г/моль}.$$

Важливо розуміти, що 1 моль кристалогідрату складається з 1 моль безводного купрум(II) сульфату й 5 моль води.

2. Відповідно до цього обчислимо кількість речовини купрум(II) сульфату в мідному купоросі масою 25 г.

2, а. Спершу обчислимо кількість речовини кристалогідрату в його порції масою 25 г:

$$v = 25 : 250 = 0,1 \text{ (моль)}.$$

2, б. З формули кристалогідрату бачимо, що $v(\text{CuSO}_4) = v(\text{CuSO}_4 \times 5\text{H}_2\text{O}) = 0,1$ моль.

3. Обчислимо масу купрум(II) сульфату кількістю речовини 0,1 моль (саме стільки солі є в розчині):

$$m(\text{CuSO}_4) = v \cdot M = 0,1 \text{ моль} \cdot 160 \text{ г/моль} = 16 \text{ г}.$$

4. Обчислимо масу розчину.

Оскільки жоден продукт реакції не покинув об'єм реагуючої суміші, то маса виготовленого розчину — це сума мас мідного купоросу та води:

$$25 \text{ г} + 175 \text{ г} = 200 \text{ г}.$$

5. Обчислимо масову частку купрум(II) сульфату в розчині, виготовленому з кристалогідрату:

$$\omega(\text{CuSO}_4) = 16 : 200 = 0,08, \text{ або } 8 \%$$

ОБЧИСЛЕННЯ МАСИ КРИСТАЛОГІДРАТУ, ВЗЯТОГО ДЛЯ ВИГОТОВЛЕННЯ РОЗЧИНУ.

Задача 2.

Обчисліть масу мідного купоросу та об'єм води, необхідних для виготовлення розчину купрум(II) сульфату масою 120 г з масовою часткою розчиненої речовини 12 %.

Дано

$$m_{\text{р-ну}} = 120 \text{ г}$$

$$\omega(\text{CuSO}_4) = 12 \%, \text{ або } 0,12$$

$$m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) - ?$$

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

Розв'язання

1. За відомою масою розчину й масовою часткою розчиненого купрум(II) сульфату обчислимо масу цієї солі:

$$m(\text{CuSO}_4) = 0,12 \cdot 120 = 14,4 \text{ (г)}.$$

2. Обчислимо кількість речовини купрум(II) сульфату:

$$v = m : M = 14,4 : 160 = 0,09.$$

3. Обчислимо масу порції мідного купоросу, у якій міститься така кількість купрум(II) сульфату:

$$3, \text{ а. } v(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = v \text{ CuSO}_4 = 0,09 \text{ моль.}$$

$$3, \text{ б. } m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 0,09 \cdot 250 = 22,5 \text{ (г)}.$$

4. Обчислимо об'єм води, у якому необхідно розчинити мідний купорос масою 22,5 г. Для цього від маси розчину 120 г відніmemo масу мідного купоросу 22,5 г та одержимо у відповіді 97,5 г, або 97,5 мл.

Знаємо, розуміємо

1. Які речовини називають кристалогідратами?
2. Наведіть якомога більше прикладів кристалогідратів.
3. Як обчислюють відносну молекулярну масу кристалогідрату?
4. Чим ви поясните, що купрум(II) сульфат у твердому стані білого кольору, а його водний розчин — блакитного?
5. Що слід пам'ятати, виготовляючи водні розчини солей з їхніх кристалогідратів?

Застосовуємо

33. Обчисліть молярну масу гіпсу $\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$.
34. На скільки грамів зменшиться маса залізного купоросу при прожарюванні 55,6 г цього кристалогідрату?
35. Прожарюванням кристалогідрату масою 66,6 г одержали безводний алюміній сульфат масою 34,2 г. Установіть формулу кристалогідрату.
- 36*. У якому випадку масова частка розчиненої речовини буде меншою: а) у воді об'ємом 200 мл розчинили 50 г купрум(II) сульфату; б) у воді об'ємом 150 мл розчинили 50 г мідного купоросу? Відповідь підтвердіть розрахунками.
- 37*. Цинк сульфат є ефективним мікродобривом. Його розчином з масовою часткою розчиненої речовини 0,2 % обприскують посіви. Яка маса гептагідрату цинк сульфату знадобиться для приготування 2 кг такого розчину для підживлення овочевих культур на присадибній ділянці?

§ 9.

Електролітична дисоціація. Електроліти та неелектроліти

Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

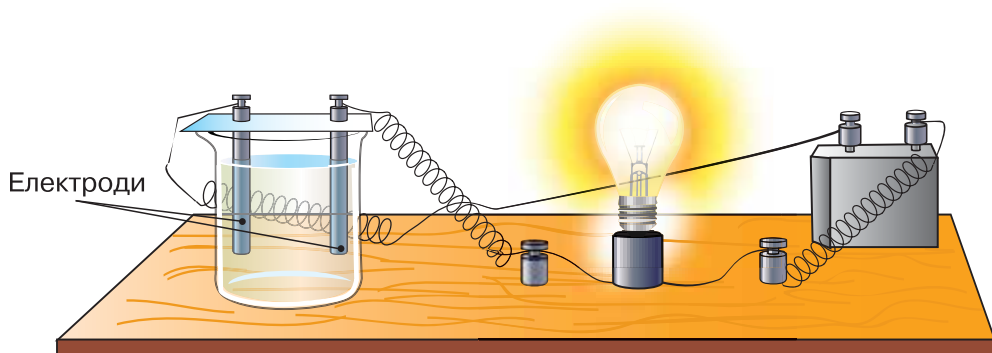
- ◆ наводити приклади електролітів і неелектролітів;
- ◆ розрізнати катіони й аніони, електроліти й неелектроліти;
- ◆ пояснювати суть процесу електролітичної дисоціації;
- ◆ висловлювати судження про роль експерименту в науці.

Понад 200 років тому вчених зацікавила дія електричного струму на речовини, що перебувають у розчиненому чи розплавленому стані.

З уроків фізики вам відомо, що електричний струм — це *спрямований рух заряджених частинок*. У дротах, по яких передається струм в електричному колі, такими зарядженими частинками є вільні *електрони*. Якщо коло незамкнене, ці електрони хаотично рухаються в масі металу. Тільки після того, як коло замкнули, їхній рух стає спрямованим й

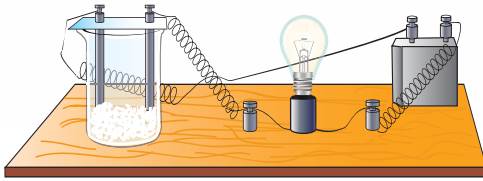
лампа засвітиться. За цим самим принципом електричний струм подається до люстр, прасок, холодильників тощо, якщо ми їх вмикаємо.

Скористаємося приладом для визначення електропровідності розчинів. Він діє за принципом електричного кола (мал. 16), проте замість вимикача є 2 стержні (електроди), виготовлені з електропровідного матеріалу (вуглецю). Електроди на кілька сантиметрів віддалені один від одного, тобто коло незамкнене, електричний струм у такому колі відсутній.

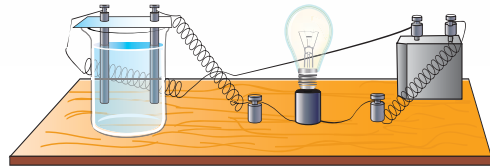


Мал. 16 Прилад для визначення електропровідності розчинів

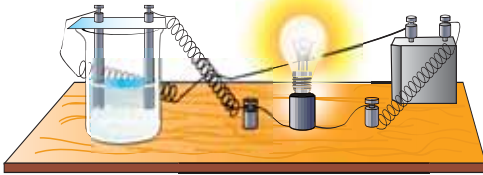
З'ясуємо дослідним шляхом, чи забезпечують проходження електричного струму в такому колі кристалічні натрій хлорид та цукор, дистильована вода, розчини натрій хлориду й цукру, хлоридна кислота.



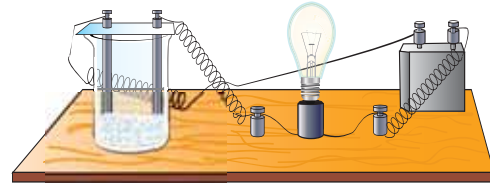
а — кухонна сіль



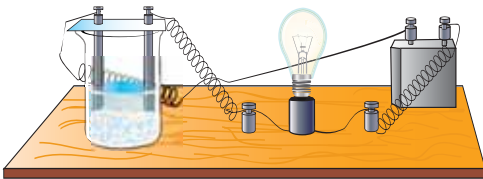
б — дистильована вода



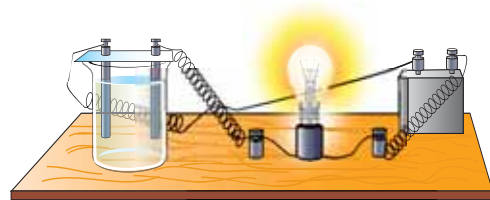
в — розчин кухонної солі



г — цукор



д — розчин цукру



е — розчин гідроген хлориду

Мал. 17

Дослідження електропровідності різних речовин і розчинів

Демонстраційний дослід 1.

Під'єднаємо прилад для визначення електропровідності речовин і розчинів до джерела постійного струму й електродами доторкнемося до кристалічного натрій хлориду, яким на $\frac{1}{4}$ наповнений скляний стакан. Лампа не світиться (мал. 17, а).

Демонстраційний дослід 2.

Зануримо електроди приладу в скляний стакан, наповнену заповнений дистильованою водою. Лампа також не світиться (мал. 17, б).

Демонстраційний дослід 3.

Половину дистильованої води обережно віллємо у стакан з натрій хлоридом, перемішаємо речовини скляною паличкою, після чого в розчин зануримо електроди. Лампа одразу засвітилася й не гасне доти, поки електро-

ди містяться в розчині (мал. 17, в). Це свідчить про те, що електричне коло приладу замкнулося. Отже, у розчині натрій хлориду присутні заряджені частинки, які стали носіями струму.

Демонстраційний дослід 4.

Промитими та насухо витертими електродами приладу доторкнемося до кристалів цукру, яким на $\frac{1}{4}$ наповнений скляний стакан. Лампа не світиться (мал. 17, з).

Демонстраційний дослід 5.

Другу половину дистильованої води віллємо обережно у стакан із цукром, перемішаємо речовини скляною паличкою, після чого у виготовлений розчин зануримо електроди приладу для визначення електропровідності розчинів. На відміну від досліду з розчином натрій хлориду, лампа не світиться (мал. 17, д). А це є доказом того, що в розчині не з'явилися заряджені частинки, які б стали носіями струму.

Демонстраційний дослід 6.

Електроди приладу зануримо у скляний стакан, що на $\frac{1}{4}$ наповнений хлоридною кислотою. Як ви вже знаєте, хлоридна кислота — це розчин гідроген хлориду у воді. Лампа засвітилася (мал. 17, е). Це свідчить про те, що в цьому розчині наявні заряджені частинки й електричне коло замкнулося.

Демонстраційні досліди 3 та 6 показали, що розчин натрій хлориду і розчин гідроген хлориду проводять електричний струм, а тверді речовини натрій хлорид і цукор, дистильована вода та розчин цукру (досліди 1, 2, 4 та 5) електричного струму не проводять. Що саме забезпечило проходження електричного струму в дослідах 3 та 6, адже під час вивчення розчинення речовин у воді не йшлося про утворення вільних електронів?

Відповідь на це запитання знайшов шведський учений Сванте Арреніус, провівши багато дослідів з порівняння електропровідності кислот, основ, солей, сумішей речовин залежно від розчинника, температури й концентрації розчинів. У 1884 р. він описав свої досліди й на підставі одержаних результатів зробив висновок про те, що носіями струму в розчині є заряджені частинки — йони, на які розпадається розчинена речовина під впливом полярного розчинника (води), а не в результаті проходження електричного струму через розчин. Спершу вчені виступили проти такої теорії. Однак досить скоро зрозуміли геніальність Сванте Арреніуса.

З того часу минуло понад століття, теорія справджується й успішно розвивається, а її творець удостоєний Нобелівської премії.



Дізнайтесь більше про внесок С. Арреніуса в науку з «Інформаційної сторінки».

ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ РЕЧОВИН. Так називається явище, завдяки якому розчин натрій хлориду і хлоридна кислота стали електропровідними.

Електролітична дисоціація — це розпад речовин на вільно рухливі йони під впливом полярних молекул розчинника або в розплаві.

Як ви вже знаєте, під час розчинення речовин у воді полярні молекули води притягують до себе йони або молекули, що перебувають у вузлах кристалічної ґратки розчиненої речовини, і якщо це притягання перевищує силу притягання між структурними частинками у кристалі, речовина розчиняється. Так, розчиняючись у воді, натрій хлорид дисоціює на катіони Натрію та аніони Хлору. Вони хаотично переміщуються в товщі розчинника — води. Під впливом електричного поля хаотичний рух йонів стає впорядкованим: позитивно заряджені йони Na^+ рухаються до негативно зарядженого електрода, що має назву **катод**, а негативно заряджені йони Cl^- — до позитивно зарядженого електрода **анода**. Це й забезпечило електропровідність розчину натрій хлориду в **досліді 3**.



Пригадайте матеріал параграфа 2 та схему 15.

За назвою електродів, до яких рухаються йони в електричному колі, їх назвали **катіони** й **аніони**.

Цукор — речовина молекулярної будови. Під час розчинення в розчин переходять і вільно переміщуються в ньому молекули цукру. Оскільки молекули — електронейтральні (незаряджені) частинки, то між електродами приладу не виникав електричний струм і лампа не світилася.

Залишається з'ясувати, звідки в **демонстраційному досліді 6** з'явилися заряджені частинки в розчині гідроген хлориду (хлоридній кислоті). Відомо, що гідроген хлорид HCl — речовина молекулярної будови, у ній немає ні катіонів Гідрогену H^+ , ні аніонів Хлору Cl^- . Тому рідкий гідроген хлорид не взаємодіє з металами, лугами й основними оксидами. Але ж ви неодноразово проводили всі ці реакції з хлоридною кислотою й переконувались у протилежному! З приводу цього Сванте Арреніус висунув припущення про вплив води.

ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ РЕЧОВИН З КОВАЛЕНТНИМ ПОЛЯРНИМ ЗВ'ЯЗКОМ. Молекули гідроген хлориду з ковалентним сильним полярним зв'язком під впливом диполів води **йонізуються** — розпадаються на йони й переходять у розчин у вигляді гідратованих йонів (схема 16).

Як видно зі схеми, спільна електронна пара, що в молекулі гідроген хлориду забезпечувала наявність ковалентного полярного зв'язку між атомами Гідрогену й Хлору, під впливом диполів води повністю зміщується до атома Хлору. Унаслідок цього атом Гідрогену перетворюється на катіон Гідрогену H^+ , а відповідно атом Хлору — на аніон Хлору Cl^- . Завдяки цьому в **досліді 6** замкнулося електричне коло — і лампа засвітилась.

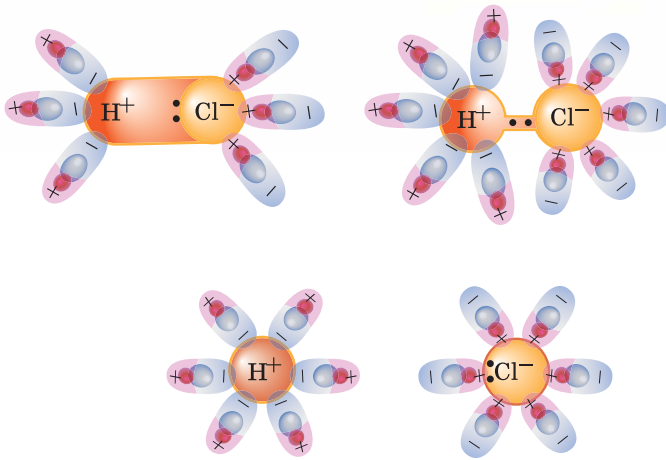


Схема 16

Електролітична дисоціація полярної молекули гідроген хлориду у воді

ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ РЕЧОВИНИ В РОЗПЛАВІ. Електролітична дисоціація речовин з йонним хімічним зв'язком у розплавах пояснюється тим, що під впливом високої температури зв'язки у кристалічній ґратці руйнуються, і йони починають вільно рухатись. Як і в розчинах, цей рух хаотичний, але під дією електричного поля він стає спрямованим.

ПОДІЛ РЕЧОВИН НА ЕЛЕКТРОЛІТИ ТА НЕЕЛЕКТРОЛІТИ. За здатністю проводити електричний струм у розчиненому стані чи розплаві речовини поділяють на *електроліти* та *неелектроліти*.

Електроліти — це речовини, водні розчини чи розплави яких проводять електричний струм.

До електролітів належать речовини з йонними та ковалентними сильно полярними зв'язками. Це солі, луги, кислоти. Ті з них, що в таблиці розчинності кислот, основ, амфотерних гідроксидів і солей позначено літерою «р» (див. форзац 2), достатньо розчинити у воді. Після цього їхні кристали руйнуються, і йони переходять у розчин.

Незважаючи на те, що внаслідок електролітичної дисоціації утворюються різнойменно заряджені йони, розчин або розплав залишається електронейтральним. Це тому, що сума позитивних зарядів катіонів дорівнює сумі негативних зарядів аніонів. Вільні йони в розчинах і розплавах рухаються хаотично, але під впливом електричного поля цей рух стає впорядкованим (виникає електричний струм).

Неелектроліти — це речовини, що в розчині чи розплаві не проводять електричного струму.

Прикладами неелектролітів є неорганічні речовини з ковалентним неполярним зв'язком. Не будуть проводити електричний струм: рідкий ки-

сень, водень і гідроген хлорид, а також тверді речовини фосфор і сірка тощо. Багато органічних речовин також є неелектролітами, наприклад, цукор, сахароза, глюкоза, крохмаль.



Пригадайте результат демонстраційного досліду 5 з перевірки електропровідності розчину цукру.

Інформаційна сторінка



Сванте Арреніус (1859–1927) — шведський учений, фізик за освітою, котрий став знаменитим завдяки хімічним дослідженням. За розробку теорії електролітичної дисоціації Арреніусу присуджено Нобелівську премію 1903 року. Один із засновників нової науки — фізичної хімії.

Основні наукові праці присвячені вченню про розчини й залежності швидкості хімічних реакцій від температури. У 1884 р. сформулював висновок про самочинний розпад солей у розчині на заряджені частинки — йони, тобто висунув ідею про електролітичну дисоціацію. Сванте Арреніус — учений із широким колом наукових інтересів; крім хімії, його цікавили походження світу, життя у Всесвіті.



Член академій наук і наукових товариств багатьох країн, був директором Нобелівського фізико-хімічного інституту в Стокгольмі.

Стисло про основне



- ✓ Електролітична дисоціація — це розпад речовин під час розчинення у воді або плавлення на вільні йони — позитивно заряджені катіони й негативно заряджені аніони.
- ✓ У водних розчинах руйнування кристалічної ґратки йонних сполук чи йонізація полярного ковалентного зв'язку відбувається під впливом полярних молекул води.
- ✓ У розчинах і розплавах електролітів позитивні заряди катіонів зрівноважені негативними зарядами аніонів, тому розчин і розплав у цілому електронейтральні.
- ✓ За здатністю речовин проводити електричний струм у розчині чи розплаві їх класифікують на електроліти та неелектроліти.
- ✓ *Електроліти* піддаються електролітичній дисоціації й тому їх розчини чи розплави проводять електричний струм.
- ✓ *Неелектроліти* не піддаються електролітичній дисоціації й їх розчини чи розплави не проводять електричного струму.

Знаємо, розуміємо

1. Дайте визначення електролітичної дисоціації. Речовинам з якими типами хімічних зв'язків вона властива?
2. Які речовини називають електролітами, а які — неелектролітами? Наведіть приклади.
3. Чому кристалічний барій хлорид, маючи у своєму складі катіони Барію та хлорид-аніони, не проводить електричного струму, а його розчин є електропровідним?
4. Чим ви поясните те, що колодезна або артезіанська вода, на відміну від дистильованої, проводить електричний струм?

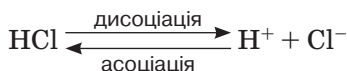
Застосовуємо

38. У переліку речовин: натрій гідроксид, кальцій хлорид, нітратна кислота, рідкий азот, глюкоза...
- A** переважають неелектроліти
Б переважають електроліти
В електролітів і неелектролітів порівну
Г електроліти відсутні
39. У якому з випробувань електропровідності лампочка приладу засвітиться?
- A** твердий магній сульфат **В** рідкий водень бромід
Б розчин магній сульфату **Г** дистильована вода
40. Зазначте формулу неелектроліту.
- A** AlBr_3 **В** H_2SO_4
Б Br_2 **Г** LiOH
- 41*. Складіть план розпізнавання за допомогою приладу для визначення електропровідності розчинів двох твердих речовин білого кольору — глюкози та натрій карбонату.



Електролітична дисоціація кислот, основ, солей у водних розчинах

У водних розчинах і розплавах йони внаслідок дифузії переміщуються хаотично. Однак між протилежно зарядженими йонами існує взаємне притягання, тому відбувається ще й *асоціація* — процес, протилежний дисоціації. Тому дисоціацію речовин на йони прийнято виражати оборотним рівнянням електролітичної дисоціації.



Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- ◆ зрозуміти й пояснювати суть процесу електролітичної дисоціації кислот, основ, солей;
- ◆ складати рівняння електролітичної дисоціації лугів, кислот, солей;
- ◆ актуалізувати знання про дію кислот і лугів на індикатори в розчинах;
- ◆ з'ясувати, чим зумовлена однакова дія кислот на індикатори та однакова дія лугів на індикатори в розчинах.

У лівій частині рівняння електролітичної дисоціації речовини записують її хімічну формулу, а в правій — йони, на які речовина дисоціює. Між правою й лівою частинами рівняння ставлять дві горизонтальні, напружені в різні боки стрілки.

Розглянемо електролітичну дисоціацію кислот, основ, солей у водному розчині та потренуємося в складанні рівнянь дисоціації різних електролітів. Аби робота була ефективнішою, *поработуйте групами* й повторіть матеріал щодо дії кислот і лугів на різні індикатори в розчинах. За потреби використайте матеріал таблиці 6.

Таблиця 6

Забарвлення індикаторів у різних середовищах

ІНДИКАТОР	СЕРЕДОВИЩЕ		
	Кисле	Нейтральне	Лужне
Фенолфталеїн	Безбарвний	Безбарвний	Малиновий
Лакмус	Червоний	Фіолетовий	Синій
Метилловий оранжевий (Метилоранж)	Червоний	Оранжевий	Жовтий

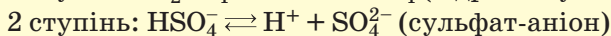
ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ КИСЛОТ. Розчинні у воді кислоти дисоціюють на катіони Гідрогену й аніони кислотного залишку.



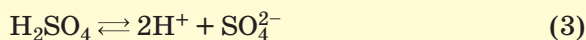
На відміну від одноосновних, багатоосновні кислоти дисоціюють із послідовним відщипленням йонів Гідрогену, тобто *ступінчасто*. Так, дисоціація двоосновної сульфатної кислоти відбувається у два ступені.



Щоб пересвідчитись у цьому, випробуйте розчини розглянутих та інших кислот, виконавши завдання 1 і 2 лабораторного дослідження 1 з рубрики «Хімія — це життя: сторінка природодослідника».



Сумарне рівняння електролітичної дисоціації сульфатної кислоти буде таким:



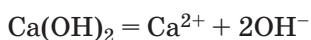
Зверніть увагу на те, що в рівняннях електролітичної дисоціації застосовують коефіцієнти. Вони потрібні для того, щоб перетворити схему в рівняння.

Слід зазначити, що під час ступінчастої електролітичної дисоціації кислот за першим ступенем кислота дисоціює більше, ніж за другим чи третім (якщо кислота трьохосновна).

Скільки б рівнянь електролітичної дисоціації кислот ми не складали, у кожному з них будуть записані катіони Гідрогену H^+ .

Кислоти — це електроліти, що дисоціюють з утворенням катіонів Гідрогену H^+ та аніонів кислотного залишку.

ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ ОСНОВ. У розчині можлива дисоціація лише розчинних основ, тобто лугів. Вони дисоціюють на катіони металічного елемента та гідроксид-аніони OH^- .



Виняток становить амоній гідроксид NH_4OH (вивчається у старшій школі).

Як бачимо, спільними йонами, що утворюються під час дисоціації лугів, є гідроксид-аніони OH^- .

Основи (луги) — це електроліти, що дисоціюють з утворенням аніонів одного виду — гідроксид-аніонів OH^- .



Випробуйте розчини лугів різними індикаторами, виконавши завдання 3 та 4 лабораторного досліджу 1 з рубрики «Хімія — це життя: сторінка природодослідника».

Загальні властивості лугів, які ви вивчали у 8 класі, також обумовлені наявністю цих аніонів.

Працюйте групами

1. Складіть рівняння ступінчастої дисоціації сульфітної й ортофосфатної кислот.
2. Набуті теоретичні знання та практичні вміння застосуйте для розпізнавання у трьох пробірках без етикеток води, розчину кислоти й розчину лугу.

ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ СОЛЕЙ. Солі дисоціюють на йони, з яких вони складаються.



Солі — це електроліти, що дисоціюють на катіони металічних елементів та аніони кислотних залишків (виняток — солі амонію).

Користуючись таблицею розчинності речовин у воді (див. форзац 2), легко визначити, з яких йонів утворено конкретні кислоти, основи чи солі, адже в таблиці подано катіони й аніони, а не окремі атоми чи групи атомів.

Працюйте групами

1. Користуючись таблицею розчинності, складіть формули трьох розчинних солей Алюмінію, катіони яких мають заряди 1^+ , 2^+ , 3^+ . Напишіть рівняння електролітичної дисоціації цих солей. Зазначте, унаслідок дисоціації якої із солей кількістю речовини 1 моль утворюватиметься найбільша кількість йонів.
2. Укажіть кількість речовини катіонів і аніонів, що утворюються у водному розчині внаслідок електролітичної дисоціації: а) натрій гідроксиду; б) ферум(II) хлориду; в) ферум(III) сульфату — кількістю речовини 1 моль кожна.

Стисло про основне

- ✓ Кислоти — це електроліти, що дисоціюють з утворенням катіонів одного виду — катіонів Гідрогену.
- ✓ Основи — це електроліти, під час дисоціації яких утворюються аніони лише одного виду — гідроксид-аніони.
- ✓ Солі — це електроліти, що дисоціюють з утворенням катіонів металічного елемента й аніонів кислотного залишку.
- ✓ Спільні властивості речовин, які належать до одного класу, зумовлені наявністю в їхньому складі однакових йонів.
- ✓ У лівій частині рівняння електролітичної дисоціації записують формулу речовини, а в правій — йони, на які вона дисоціює.
- ✓ У рівнянні електролітичної дисоціації речовин сума позитивних зарядів катіонів дорівнює сумі негативних зарядів аніонів.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Лабораторний дослід 1

Виявлення йонів Гідрогену та гідроксид-іонів у розчинах

Перелік обладнання та речовин укладіть самостійно.

Завдання 1. У порожню чисту пробірку налейте близько 2 мл хлоридної кислоти та випробуйте її індикатором (метилевим оранжевим, лакмусом або універсальним індикаторним папірцем). Як змінився колір індикатора?

Завдання 2. В іншу порожню чисту пробірку налейте близько 2 мл іншої кислоти та випробуйте її тим самим індикатором. Як у цьому випадку змінився колір індикатора?

Зробіть висновок про можливість: а) виявляти цим індикатором наявність кислоти в розчині; б) розпізнати цим індикатором дві різні кислоти.

Завдання 3. Налийте в порожню чисту пробірку близько 2 мл розчину натрій гідроксиду та випробуйте його одним з індикаторів (метилевим оранжевим, лакмусом, фенолфталеїном або універсальним індикаторним папірцем). Зафіксуйте зміну кольору.

Завдання 4. Налийте в порожню чисту пробірку близько 2 мл розчину іншого лугу та випробуйте його тим самим індикатором. Чи відрізняється результат цього досліду від попереднього?

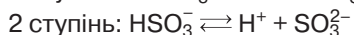
Зробіть висновок: а) чи можна за допомогою індикатора розпізнати два різні луги; б) якими індикаторами можна виявити луги в розчині; в) які йони зумовлюють однакову дію кислот на індикатори; г) які йони зумовлюють однакову дію лугів на індикатори.



Сторінка ґрудита

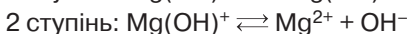
Катіон гідроксонію. У рівняннях електролітичної дисоціації кислот катіон Гідрогену спрощено записують H^+ , хоча в розчині йони Гідрогену гідратовані (зв'язані з однією молекулою H_2O) й точніше було б писати H_3O^+ . Цей йон називають *катіоном гідроксонію*.

Дисоціація кислих солей. Кислі солі (продукт неповного заміщення в молекулі кислоти атомів Гідрогену на катіони металічного елемента), на відміну від середніх солей, дисоціюють ступінчасто.



Пригадаймо номенклатуру кислих солей. Вона відрізняється від номенклатури середніх солей тим, що в назві вказується наявність Гідрогену в кислотному залишку. Наприклад, $KHSO_3$ — калій гідроген сульфїт, KH_2PO_4 — калій дигідроген ортофосфат.

Основні солі (продукт неповного заміщення гідроксильних груп основи кислотним залишком) дисоціюють у розчині теж ступінчасто.



В обох випадках за першим ступенем кисла чи основна сіль дисоціюють повністю. Дисоціація за другим ступенем відбувається незначною мірою.

Знаємо, розуміємо

1. Назвіть йони, на які дисоціюють кислоти, основи, солі. Наведіть приклади.
2. Які йони зумовлюють спільні властивості кислот, а які — лугів?
3. Як змінюється колір індикаторів у розчинах кислот, а як — у розчинах лугів?
4. Дайте визначення кислот, основ, солей з погляду електролітичної дисоціації.

§ 11.

Ступінь електролітичної дисоціації. Сильні й слабкі електроліти. Поняття про рН розчину

Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- ◆ з'ясувати суть кількісного показника електролітичної дисоціації, ознайомитися з класифікацією речовин за ступенем їхньої електролітичної дисоціації;
- ◆ дізнатися про чинники, що впливають на ступінь електролітичної дисоціації речовин;
- ◆ сформулювати уявлення про водневий показник рН;
- ◆ розрізнити рН лужного, кислого та нейтрального середовищ;
- ◆ оцінити важливість рН розчинів для визначення якості харчової, косметичної продукції тощо;
- ◆ розрізнити електроліти за ступенем електролітичної дисоціації.

СТУПІНЬ ЕЛЕКТРОЛІТИЧНОЇ ДИСОЦІАЦІЇ. Кількісним показником електролітичної дисоціації речовин є ступінь *електролітичної дисоціації* α (альфа). Його виражають *у частках від одиниці* або *у відсотках*. Ступінь електролітичної дисоціації показує, який відсоток формульних одиниць розчиненої речовини перейшов у розчин.

$$\alpha = \frac{n \text{ (кількість дисоційованих формульних одиниць речовини)}}{N \text{ (загальна кількість формульних одиниць речовини, уведених у розчин)}}$$

Наприклад, ступінь дисоціації 0,7, або 70 %, означає, що 70 % розчиненої речовини перебуває в розчині в дисоційованому на йони стані, а 30 % залишилися недисоційованими.

КЛАСИФІКАЦІЯ ЕЛЕКТРОЛІТІВ ЗА СТУПЕНЕМ ЕЛЕКТРОЛІТИЧНОЇ ДИСОЦІАЦІЇ. За величиною ступеня дисоціації електроліти поділяють на три групи — *сильні, слабкі та середньої сили*.

Сильними вважаються електроліти, ступінь дисоціації яких становить 30 і більше відсотків ($\alpha \geq 30 \%$).

Їх прикладом є більшість розчинних солей, луги, нітратна, сульфатна, хлоридна кислоти та інші речовини. Характерно, що навіть у концентрованих розчинах вони перебувають у дисоційованому стані. Тому наявність недисоційованих молекул у розчинах сильних електролітів припускають лише умовно, і в рівняннях їхньої електролітичної дисоціації частіше трапляється запис « \Rightarrow », ніж « \rightleftharpoons ».

До електролітів середньої сили належать речовини зі значенням електролітичної дисоціації $3 \% \leq \alpha < 30 \%$.

Тобто електроліти середньої сили неповністю дисоціюють на йони. Їх прикладом є ортофосфатна, сульфідна, фторидна кислоти.

Слабкі електроліти під час розчинення у воді лише частково дисоціюють на йони. Їхній ступінь електролітичної дисоціації менший від 3 % ($\alpha \leq 3\%$).

Слабкі електроліти є серед неорганічних та органічних кислот, наприклад, карбонатна H_2CO_3 , сульфідна H_2S , етанова $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$. Слабкі електроліти трапляються й серед лугів. Це амоній гідроксид NH_4OH , який ви будете вивчати у старшій школі.

Сильні та середньої сили електроліти в таблиці розчинності позначено літерою «Р», слабкі електроліти — літерою «М» (виняток становить вапняна вода — кальцій гідроксид).

ЧИННИКИ, ЩО ВПЛИВАЮТЬ НА СТУПІНЬ ЕЛЕКТРОЛІТИЧНОЇ ДИСОЦІАЦІЇ РЕЧОВИН. Ступінь електролітичної дисоціації речовин залежить від різних чинників. Насамперед — від природи електроліту. Так, речовини йонної будови (солі, луги), що добре розчиняються у воді, майже всі є сильними електролітами. На електролітичну дисоціацію вплив мають також розчинники. Наприклад, сульфатна кислота при розчиненні у воді дисоціює повністю, а при розчиненні в етанолі (медичному спирті) — ні.

На ступінь дисоціації слабких електролітів помітно впливає концентрація, тобто їхній вміст в одиниці об'єму розчину. З розбавленням розчину концентрація зменшується, а ступінь електролітичної дисоціації, навпаки, збільшується. Пояснюється це тим, що в розбавленому розчині відстань між йонами більша, ніж у концентрованому. Відтак ймовірність зіткнення та асоціації різнойменних йонів зменшується й дисоціація зростає. Переконає в цьому такий дослід з перевірки електропровідності етанової (оцтової) кислоти. У концентрованому розчині цієї речовини лампа приладу для визначення електропровідності розчинів лише жевріє. Якщо ж у розчин доливати воду, то з кожним доливанням води лампа світитиме яскравіше, що є доказом збільшення вмісту в розчині йонів, які проводять електричний струм.

Зі збільшенням температури ступінь дисоціації слабких електролітів здебільшого зростає, тому що посилюється тепловий рух йонів, а це сприяє дисоціації.

ДИСОЦІАЦІЯ ВОДИ Й ВОДНЕВИЙ ПОКАЗНИК. Вода належить до дуже слабких електролітів. Кількість молекул, що дисоціюють на йони, мізерна. Рівняння дисоціації води спрощено (без запису утвореного катіона гідроксонію H_3O^+) має такий вигляд:



У чистій воді катіони Гідрогену й гідроксид-аніони перебувають у рівновазі й концентрація кожного з них дорівнює $1 \cdot 10^{-7}$ моль/л. Відтак вода має нейтральне середовище. Будь-який індикатор кислого чи лужного середовища колір у ній не змінює.

Якщо ж до води долити кислоту, то цим самим буде порушено рівновагу катіонів Гідрогену H^+ й гідроксид-аніонів OH^- . Катіонів Гідрогену стає більше, ніж гідроксид-аніонів, тому утворюється кисле середовище. Індикатори лакмус чи метиловий оранжевий у такому розчині набудуть червоного кольору.

При доливанні до чистої води розчину лугу (або при розчиненні в ній лугу) збільшується концентрація гідроксид-аніонів. Середовище стає лужним, що легко виявити за допомогою індикатора фенолфталеїну.

До водних розчинів, у яких порушено рівновагу катіонів Гідрогену H^+ й аніонів OH^- , застосовують поняття «кислотність розчину» (навіть коли реакція розчину лужна). У кислих розчинах катіонів Гідрогену більше, ніж $1 \cdot 10^{-7}$ моль/л, у лужних — менше, а в нейтральних — порівну. Користуватися зазначеними абсолютними числами, що позначають концентрацію йонів, на які дисоціює вода, незручно. Тому в 1909 р. в науку введено поняття водневого показника та його позначення рН (читається «пе-аш»), і прийнято рішення замінити концентрацію йонів цілим числом із протилежним знаком. Так, однакова концентрація катіонів Гідрогену й гідроксид-аніонів у чистій воді 10^{-7} моль/л відповідає водневому показнику 7: рН = 7.

Показник рН розчинів може набувати значень від 1 до 14. Для нейтральних розчинів він дорівнює 7, для кислих — менший від 7, а для лужних — більший за 7.

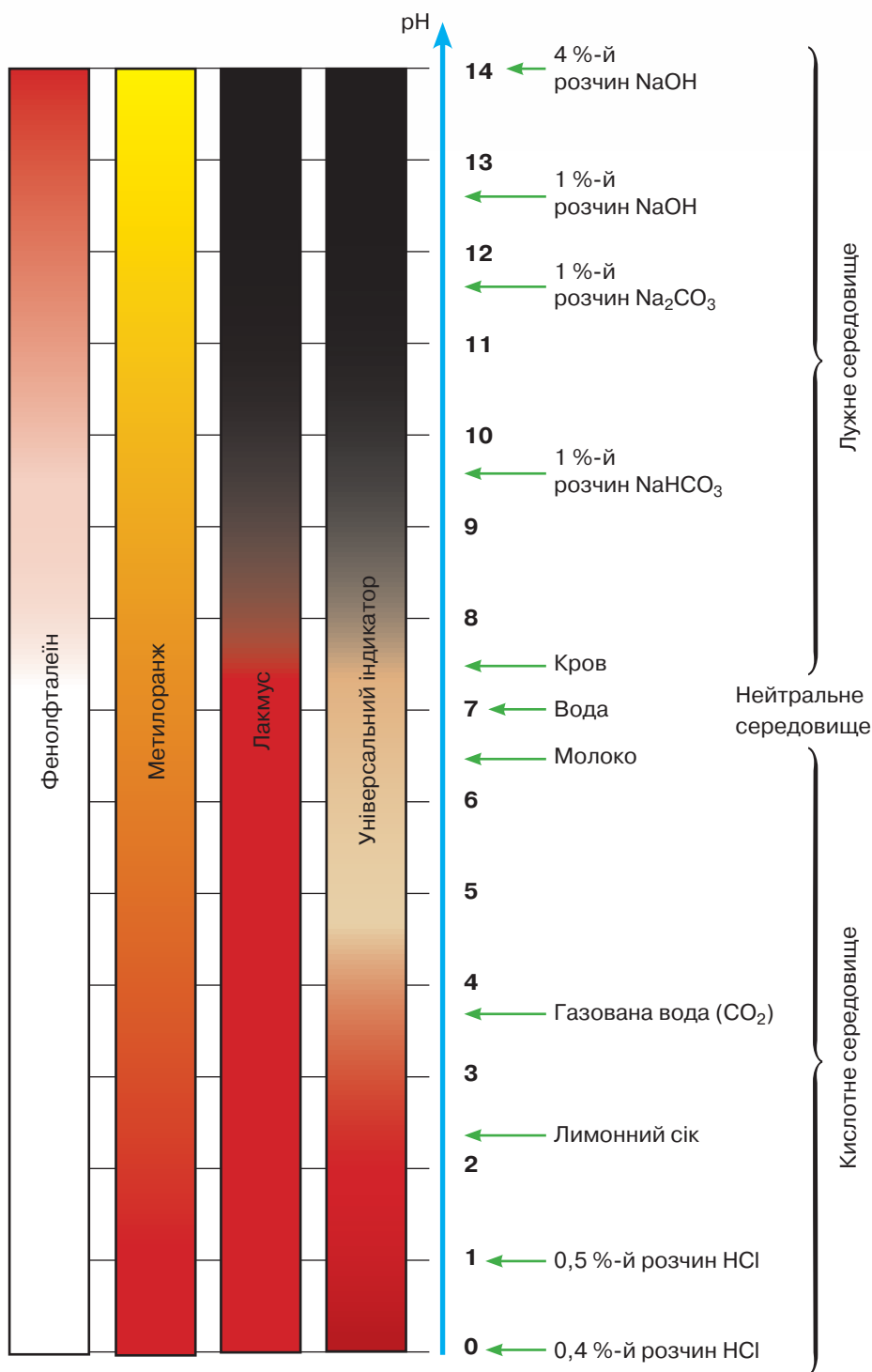
Водневий показник (рН) — це числовий показник ступеня концентрації катіонів Гідрогену у воді, взятий із протилежним знаком і виражений цілим числом. Його значення перебуває в межах від 1 до 14.

Водневий показник є важливою характеристикою кислотності продукції харчової промисловості, косметичних засобів, ґрунту тощо. Її визначають спеціальними приладами — рН-метрами (мал. 18). Приблизно кислотність розчинів можна визначити за допомогою універсального індикатора (мал. 19). Проведіть дослідження кислотності речовин і продуктів харчування, виконавши лабораторний дослід 1 (продовження) в рубриці «Хімія — це життя: сторінка природодослідника».



Мал. 18

рН-метри: а — для молока; б — для сиру; в — для м'яса



Мал. 19

Забарвлення індикаторів у рідинах з різним значенням pH

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Лабораторний дослід 2

Встановлення приблизного значення рН води, лужних і кислих розчинів (натрій гідроксиду, хлоридної кислоти) за допомогою універсального індикатора

Для його проведення вам знадобляться: зразки речовин, індикаторний папір, пробірки й штатив для них.

Не забувайте про правила безпечної роботи в хімічному кабінеті й дотримуйтеся їх!

Завдання 1. Проведіть вимірювання рН води, розчину натрій гідроксиду, хлоридної кислоти за допомогою індикаторного паперу та з'ясуйте, яке середовище кожного з досліджуваних зразків.

Завдання 2. Запишіть назви досліджених зразків у послідовності збільшення кислотності розчинів.

Лабораторний дослід 3

Встановлення приблизного значення рН води, харчової та косметичної продукції за допомогою універсального індикатора

Для його проведення вам знадобляться: зразки харчової та косметичної продукції, індикаторний папір, пробірки й штатив для них.

Завдання 1. Проведіть дослідження з визначення рН продуктів харчування та косметичної продукції. Порівняйте одержані забарвлення смужок індикаторного паперу та виготовте оригінальну шкалу водневих показників, на якій замість числових значень розташуйте назви чи зображення досліджених об'єктів.

РОЛЬ ВОДНЕВОГО ПОКАЗНИКА В ЖИВІЙ ПРИРОДІ. Певну концентрацію катіонів Гідрогену мають кров, клітинний сік, молоко, сеча, жовч, шлунковий сік. Постійність рН біологічних рідин і тканин є важливою характеристикою внутрішнього середовища організму. Зокрема, рН крові людини перебуває в межах 7,35–7,45. Відхилення від цих меж свідчить про проблеми зі здоров'ям. Залежно від величини показника рН біологічні процеси протікають з різною швидкістю й у різних напрямках.

Споживання різних харчових продуктів, напоїв по-різному впливає на кислотність біологічних рідин організму людини. За цим впливом продукти харчування умовно можна поділити на дві групи: ті, вживання яких підвищує кислотність організму людини, і ті, вживання яких її знижує. Ось чому важливо, щоб харчування було збалансованим.



Стисло про основне

- ✓ Ступінь електролітичної дисоціації (α) — кількісний показник електролітичної дисоціації, обчислений як відношення числа формульних одиниць розчиненої речовини, що дисоціювали на йони, до їх загального

числа до дисоціації. Значення цього показника перебуває в інтервалі $0 \leq \alpha \leq 1$ або $0 \leq \alpha \leq 100\%$.

- ✓ За ступенем електролітичної дисоціації електроліти поділяють на **сильні, слабкі та середньої сили**.
- ✓ Прикладами сильних електролітів є добре розчинні у воді солі, нітратна, хлоридна та сульфатна кислоти, натрій гідроксид, калій гідроксид, барій гідроксид.
- ✓ Ступінь дисоціації багатьох слабких електролітів можна збільшити, зменшивши його концентрацію в розчині або підвищивши температуру.
- ✓ Розчини з водневим показником, меншим від 7, мають кислу реакцію, більшим за 7 — лужну. Для нейтральних розчинів $pH = 7$.

Знаємо, розуміємо

1. Дайте визначення сильних і слабких електролітів.
2. Розташуйте речовини за зростанням сили електролітів.
А сульфатна кислота
Б вода
В ортофосфатна кислота
Г сульфідна кислота
3. З якою метою введено водневий показник? Що він показує?
4. Користуючись малюнком 19, наведіть приклади рідин з $pH < 7$. Кислим чи лужним є їхнє середовище?
5. Кислим, лужним чи нейтральним є середовище розчину з водневим показником: а) 4; б) 12; в) 7?

Застосовуємо

50. pH шлункового соку приблизно дорівнює 1,85, а сльозової рідини — 7,7. Прокоментуйте, яким є середовище кожної із цих біологічних рідин.
- 51*. Скориставшись Інтернетом та іншими джерелами інформації, складіть списки продуктів харчування, що: а) підвищують кислотність організму людини; б) знижують кислотність організму людини.

Працюємо з медійними джерелами

Оберіть одну з тем **навчальних проєктів** для індивідуального чи групового виконання.

- Дослідження pH ґрунтів певної місцевості.
- Дослідження впливу кислотності й лужності ґрунтів на розвиток рослин.
- Дослідження pH атмосферних опадів та їхнього впливу на різні матеріали в довкіллі.

Зверніть увагу на те, що проєкти мають різну тривалість виконання, тому, обираючи тему, зважуйте ваші реальні можливості.

Одержані результати оформіть у вигляді презентації, зробіть повідомлення в класі про хід і результати виконання проєкту.

§ 12.

Реакції обміну між розчинами електrolітів, умовою перебігу яких є утворення осаду.

Поняття про молекулярні та йонні рівняння хімічних реакцій

Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- ◆ зрозуміти суть перебігу реакцій між електrolітами у водних розчинах;
- ◆ розрізнити молекулярні, повні йонні та скорочені йонні рівняння хімічних реакцій;
- ◆ скласти рівняння реакцій обміну з утворенням осаду в молекулярній та йонній формах;
- ◆ проводити реакції йонного обміну між розчинами електrolітів з утворенням осаду;
- ◆ за скороченими йонними рівняннями реакцій обміну відтворювати їхні повні йонні та молекулярні рівняння;
- ◆ удосконалювати вміння користуватись таблицею розчинності для складання йонно-молекулярних рівнянь реакцій.

РЕАКЦІЇ ЙОННОГО ОБМІНУ. Електrolіти в розчині перебувають у дисоційованому стані (у вигляді окремих йонів). Отже, у реакціях обміну електrolіти обмінюються йонами.

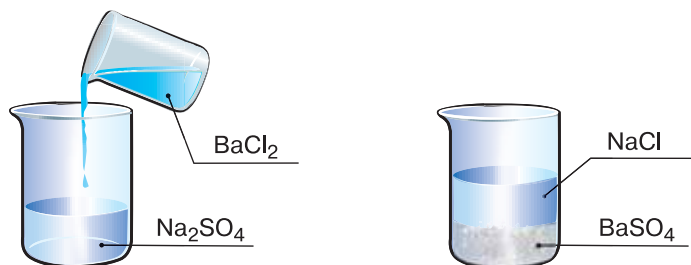


Реакції обміну між двома електrolітами в розчині називають *реакціями йонного обміну*.

РЕАКЦІЇ ЙОННОГО ОБМІНУ МІЖ ЕЛЕКТROLІТАМИ У ВОДНИХ РОЗЧИНАХ, ЩО СУПРОВОДЖУЮТЬСЯ ВИПАДАННЯМ ОСАДУ. Ці реакції відбуваються з великою швидкістю. Переконаймося в цьому, розглянувши демонстраційний та виконавши лабораторний досліди.

Демонстраційний дослід.

У хімічний стакан, на $\frac{1}{4}$ наповнений розчином натрій сульфату, доллемо стільки ж розчину барій хлориду (мал. 20).



Мал. 20

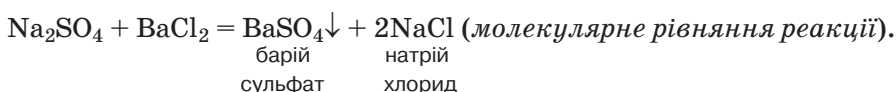
Реакція йонного обміну між натрій сульфатом і барій хлоридом

Спостерігаємо, як миттєво утворюється білий осад (у хімії осадом прийнято називати будь-яке помутніння). Невдовзі частинки білого нерозчинного у воді продукту реакції осядуть на дно стакана, а над ним залишиться шар прозорого водного розчину іншого продукту реакції.

Яка речовина випала в осад? Щоб відповісти на це запитання, складемо схему й рівняння проведеної реакції.



Перетворимо схему на рівняння:



За таблицею розчинності з'ясуємо, що барій сульфат нерозчинний у воді, а натрій хлорид — розчинний. Отже, осад утворено барій сульфатом. У рівнянні реакції це позначено стрілкою, напрямленою вниз (\downarrow), після формули речовини.

Про те, що реакція відбулася до кінця, її перебіг односторонній (зворотна реакція відбуватись не буде), свідчить утворення осаду. Справді, барій сульфат не взаємодіє з натрій хлоридом.

Щойно ми написали й розглянули молекулярне рівняння реакції обміну між двома речовинами (солями) в розчині.



Пригадайте з 8 класу, що однією з умов перебігу хімічних реакцій є утворення осаду.

Молекулярне рівняння реакції йонного обміну — це рівняння, у якому записи, що стосуються складу реагентів і продуктів реакції, зроблено молекулярними формулами.

ЙОННІ РІВНЯННЯ РЕАКЦІЙ. Для хімічних реакцій обміну, що відбуваються в розчині між електролітами, окрім молекулярних рівнянь реакцій, записують ще повні та скорочені йонні рівняння. Повні йонні рівняння пишуть на основі молекулярних з обов'язковим урахуванням коефіцієнтів. Щоб не помилитися при написанні йонних рівнянь реакцій, слід користуватися таблицею розчинності й не забувати, що в рівняннях реакцій коефіцієнт перед формулою речовини стосується й катіона, й аніона.

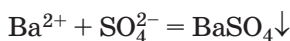
Складемо *повне йонне рівняння* хімічної реакції, що відбулася в ході демонстраційного досліду. Ураховуючи, що в ньому три речовини (натрій сульфат, барій хлорид, натрій хлорид) є електролітами, їх ми маємо записати дисоційованими на йони, а неелектроліт барій сульфат залишити в йонній формі.



Зверніть увагу на те, що загальна сума зарядів катіонів до реакції дорівнює загальній сумі зарядів катіонів після реакції. Аніонів до й після реакції також порівну. Це доводить, що після реакції розчин залишається електронейтральним. А ще свідчить про те, що повне йонне рівняння реакції обміну між електролітами ми написали правильно.

Повне йонне рівняння — це рівняння, у якому речовини-електроліти записані не молекулярними формулами, а за допомогою йонів, на які вони дисоціюють.

Продовжимо аналізувати повне йонне рівняння реакції й побачимо, що катіони Натрію Na^+ та аніони Хлору Cl^- наявні і в правій, і в лівій частині. Скоротимо їх і дістанемо **скорочене йонне рівняння**.



Хоча в повному йонному рівнянні спочатку записано сульфат-аніон SO_4^{2-} , а після нього катіон Барію Ba^{2+} , загальноприйнято розпочинати запис скорочених йонних рівнянь з катіонів.

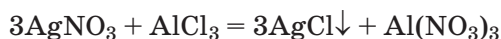
Скорочене йонне рівняння — це рівняння, що відображає утворення малодисоційованого чи недисоційованого у воді продукту (продуктів) реакції з йонів, на які реагенти дисоціювали в розчині.

Оскільки скорочене йонне рівняння відображає процес асоціації, то в ньому ставиться знак дорівнює «=».

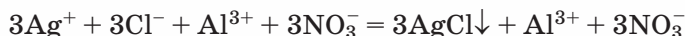
СКЛАДАННЯ ПОВНОГО ЙОННОГО ТА МОЛЕКУЛЯРНОГО РІВНЯНЬ РЕАКЦІЙ ЙОННОГО ОБМІНУ ЗА СКОРОЧЕНИМ ЙОННИМ.

Для відтворення повного йонного та молекулярного рівнянь реакції йонного обміну користуються таблицею розчинності.

Наприклад, маємо скорочене йонне рівняння реакції $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}\downarrow$, за яким необхідно скласти одне з можливих повних йонних рівнянь. Для цього в таблиці розчинності знайдемо речовини, що дисоціюють у розчині з утворенням катіона Аргентуму Ag^+ . Виявляється, що це сіль неорганічної нітратної та сіль органічної етанової (оцтової) кислот. Як варіант оберемо аргентум(I) нітрат AgNO_3 . За таблицею розчинності з'ясуємо, які розчинні у воді електроліти дисоціюють з утворенням хлорид-аніонів. Такими є майже всі хлориди й хлоридна кислота. Обираємо одну з них — алюміній хлорид — і складаємо повне молекулярне рівняння реакції.



Залишається написати повне йонне рівняння реакції.



Перевіримо, чи все правильно виконали. Для цього скоротимо однакові йони у правій і лівій частинах рівняння й одержимо:



Після скорочення всіх коефіцієнтів на 3 одержуємо зазначене в умові скорочене йонне рівняння реакції.

Воно вказує на те, що під час реакції між йонами Аргентуму і Хлору відбулася асоціація, продукт якої нерозчинний у воді, тому випадає в осад.

УТВОРЕННЯ ОСАДУ ЯК УМОВА ПЕРЕБІГУ РЕАКЦІЙ ЙОННОГО ОБМІНУ. Демонстраційний дослід і розглянутий приклад взаємодії аргентум(I) нітрату з алюміній хлоридом ознайомили вас із однією з умов перебігу реакцій йонного обміну — *утворенням осаду*.

Утворення осаду є однією з умов перебігу реакцій обміну між розчинами електrolітів.



Відтак стає зрозумілим, у чому полягає хімічна суть розглянутих реакцій і чому обидві вони відбулися до кінця.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Лабораторний дослід 4

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

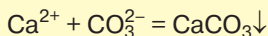
Для його виконання вам знадобляться розчини речовин, що зазначені в умовах завдань чи містять необхідні для їх виконання йони.

Завдання 1.

Проведіть реакцію обміну між розчинами купрум(II) сульфату й натрій гідроксиду. Яка з умов забезпечила перебіг цієї реакції? Напишіть молекулярне та повне і скорочене йонні рівняння реакції.

Завдання 2.

Доберіть речовини та проведіть хімічну реакцію, яка описується скороченим йонним рівнянням реакції.



Зверніть увагу, що реакції йонного обміну відбуваються миттєво в усьому об'ємі. Це тому, що немає потреби в руйнуванні хімічних зв'язків між складовими частинками реагентів, воно відбулося під впливом полярних молекул води. Тому кожне зіткнення різнойменно заряджених гідратованих йонів, що піддаються асоціації, завершується їхньою взаємодією.

Складіть молекулярне та повне йонне рівняння проведеної реакції. Зробіть висновок про умову, що забезпечила перебіг цих реакцій.



Стисло про основне

- ✓ Реакції йонного обміну — це реакції між електролітами в розчині.
- ✓ Однією з умов перебігу реакцій йонного обміну між розчинами електролітів є випадання осаду.
- ✓ Реакцію йонного обміну описують трьома видами рівнянь: *молекулярними, повними йонними, скороченими йонними*.
- ✓ У молекулярному рівнянні записують молекулярні формули речовин.
- ✓ У повному йонному рівнянні замість молекулярних формул сильних електролітів пишуть йони, на які речовина дисоціює.
- ✓ У лівій частині скороченого йонного рівняння записують йони, з яких унаслідок хімічної реакції утворюється неелектроліт чи малодисоційована речовина, а в правій — її молекулярну формулу.
- ✓ Складаючи повні йонні рівняння реакцій обміну між електролітами, наявні в розчині сильні електроліти записують у вигляді йонів, а слабкі — молекулярними формулами.

Знаємо, розуміємо

1. Які рівняння називають повними йонними, а які — скороченими?
2. Користуючись таблицею розчинності, з'ясуйте, солі та гідроксиди яких металічних елементів є електролітами.
3. Користуючись таблицею розчинності, з'ясуйте, солі якої неорганічної кислоти належать до електролітів.

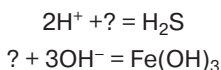
Застосовуємо

52. Між якими, взятими попарно, електролітами в розчинах відбудуться реакції йонного обміну:
- а) барій хлорид і нітратна кислота; в) натрій сульфат і барій нітрат;
б) барій хлорид й аргентум нітрат; г) цинк нітрат і калій карбонат?
- Складіть молекулярні, повні й скорочені йонні рівняння можливих реакцій.

53. Які з наведених йонів не можуть одночасно перебувати в розчині:
- а) Na^+ , SO_4^{2-} , Cu^{2+} , Ba^{2+} , Cl^- ;
б) Cu^{2+} , K^+ , OH^- , Fe^{3+} , NO_3^- ?

- 54*. Користуючись таблицею розчинності, за скороченим йонним рівнянням реакції $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow$ складіть два повні йонні рівняння реакцій обміну в розчині та відповідні молекулярні рівняння.

55. Відновіть скорочені йонні рівняння реакцій, складіть повне йонне та відповідне йому молекулярне рівняння для кожної реакції.



§ 13.

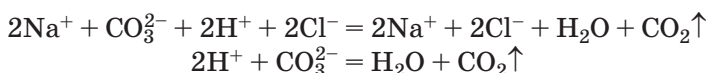
Реакції обміну між розчинами електrolітів, що супроводжуються виділенням газу й утворенням води. Їхні йонно-молекулярні рівняння

Продовжимо досліджувати реакції обміну між двома електrolітами, що перебувають у розчиненому стані, та виконаємо дослід 1.

Демонстраційний дослід 1.

У хімічний стакан, на $\frac{1}{4}$ наповнений розчином натрій карбонату Na_2CO_3 , доллемо вдвічі менший об'єм хлоридної кислоти HCl (мал. 21). Одразу ж починається бурхливе виділення газоподібної речовини. Піднесений до отвору стакана запалений сірник перестає горіти й гасне без будь-якого звукового ефекту. Отже, виділяється не кисень, не водень, а вуглекислий газ.

Складаємо молекулярне, повне йонне та скорочене йонне рівняння цієї реакції.



Виділення газу є однією з умов перебігу реакцій обміну між електrolітами в розчинах.

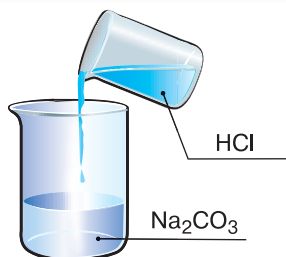
Розглянемо ще один приклад реакції обміну між двома електrolітами в розчині — лугом і кислотою.

Демонстраційний дослід 2.

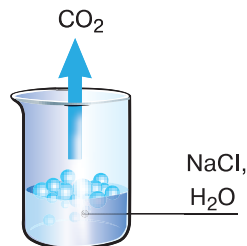
У хімічний стакан, на $\frac{1}{4}$ наповнений розчином натрій гідроксиду NaOH , додамо кілька крапель фенолфталеїну (розчин набуває інтенсивного малинового кольору). Доллемо приблизно такий самий об'єм хлоридної кислоти (мал. 22). Дослід не супроводжується ні випаданням осаду, ні виділенням газу. Проте малинове забарвлення зникає, а це є свідченням того, що лугу в

Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- розширити знання про умови перебігу реакцій обміну між електrolітами;
- прогнозувати перебіг реакцій обміну;
- формуванню вміння проводити хімічний експеримент;
- розвивати вміння складати рівняння реакцій обміну між електrolітами в повній та скороченій йонній формах.



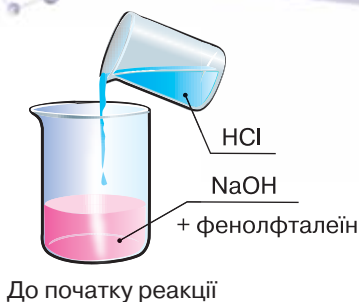
До початку реакції



Під час реакції

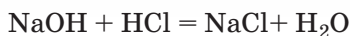
Мал. 21

Реакція йонного обміну між натрій карбонатом і хлоридною кислотою

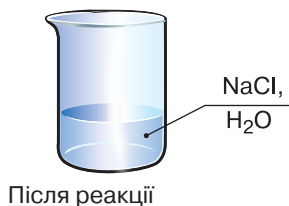


розчині не залишилось. Тобто він прореагував із хлоридною кислотою.

Складемо молекулярне рівняння цієї взаємодії.



Продуктами реакції є розчинна сіль натрій хлорид NaCl і малодисоційована речовина вода H_2O .



Утворення малодисоційованої речовини, зокрема води, є однією з умов перебігу реакцій обміну між електролітами в розчинах.

Отже, під час досліду 2 реакція йонного обміну також відбулася.

Складемо повне йонне рівняння цієї реакції. Оскільки вода є малодисоційованою речовиною, її запишемо в молекулярній, а не йонній формі.



Скоротивши однакові йони в лівій і правій частинах повного йонного рівняння, матимемо скорочене йонне рівняння.



Виконання досліду 2 можна дещо змінити. Спочатку налити в хімічний стакан хлоридну кислоту й долити кілька крапель розчину індикатора метилового оранжевого. Розчин набуде рожевого кольору. Потім обережно невеликими порціями доливати розчин натрій гідроксиду й спостерігати за тим, як рожеве забарвлення стає слабко рожевим, а потім змінюється на оранжеве (помаранчеве).

Таким чином, дослідним шляхом ми завершили з'ясування умов перебігу реакцій обміну між розчинами електролітів.

До умов перебігу реакцій обміну між розчинами електролітів належать: утворення осаду, газу або малодисоційованої речовини (наприклад, води).

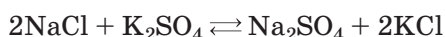
У всіх реакціях йонного обміну відбуваються лише прямі реакції. Тобто з певних реагентів утворюються відповідні продукти реакції, а зворотний процес — взаємодія продуктів реакції між собою з утворенням реагентів не відбувається.

Пояснюється це тим, що серед продуктів реакції є неелектроліти, а вони або випадають в осад, або виділяються у вигляді газу чи малодисоційованої сполуки. Тобто йони, які могли би продовжувати взаємодію, перебувають у зв'язаному стані.

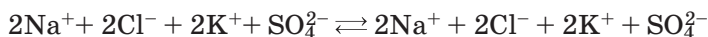
ПРОГНОЗУВАННЯ ПЕРЕБІГУ РЕАКЦІЙ ОБМІНУ МІЖ РОЗЧИНАМИ ЕЛЕКТРОЛІТІВ. Солі натрій хлорид NaCl та калій сульфат K₂SO₄ — сильні електроліти й добре розчинні у воді. Чи відбуватиметься між ними реакція йонного обміну в розчині? Проведемо дослід 3.

Демонстраційний дослід 3.

У хімічний стакан, на $\frac{1}{4}$ наповнений розчином натрій хлориду NaCl, долемо стільки ж калій сульфату K₂SO₄. Видимі ознаки перебігу реакції (поява осаду, виділення газу) будуть відсутні. Можливо, утворилася малодисоційована речовина? Щоб з'ясувати це, складемо рівняння цієї реакції в молекулярній, повній та скороченій йонній формах.



За таблицею розчинності з'ясуємо, що обидва продукти реакції добре розчинні у воді, тобто є сильними електролітами. Отже, кожен з них у розчині перебуває в дисоційованому стані.



Скласти скорочене йонне рівняння цієї реакції нам не вдасться, оскільки всі йони до реакції й після неї скорочуються. Отже, під час взаємодії цих речовин у розчині зв'язування йонів не відбувається.

Суть *реакцій йонного обміну* полягає у зв'язуванні йонів з утворенням слабких електролітів. Якщо ж таких серед продуктів реакції немає, то реакція йонного обміну не відбувається.

Щоб закріпити знання про перебіг реакції обміну між розчинами електролітів та з метою формування умінь складати йонні рівняння хімічних реакцій, попрацюйте групами й виконайте лабораторні дослід 5 і 6, зазначені в рубриці «Хімія — це життя: сторінка природодослідника».

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Лабораторний дослід 5

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

Для проведення дослідів вам знадобляться розчини електролітів, зазначені в завданнях, пробірки, штатив для пробірок.

Завдання 1. Проведіть реакцію обміну між розчинами калій карбонату й нітратної кислоти, спостерігайте за змінами, що її супроводжують. Яка з умов реакцій обміну між розчинами електролітів забезпечила перебіг цієї реакції?

Складіть молекулярне та повне й скорочене йонні рівняння реакції.

Завдання 2. Зазначте кількість: а) катіонів Калію; б) карбонат-аніонів; в) нітрат-аніонів у повному йонному рівнянні цієї реакції.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Лабораторний дослід 6

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

Завдання 1. Проведіть реакцію обміну між калій гідроксидом й ортофосфатною кислотою в розчинах, спостерігайте за змінами, що її супроводжують. Яка з умов реакцій обміну між розчинами електролітів забезпечила перебіг цієї реакції? Складіть молекулярне та повне й скорочене йонні рівняння реакції.

Завдання 2 (додаткове). Спрогнозуйте, чи відбудеться реакція йонного обміну між натрій сульфатом у розчині та хлоридною кислотою. Здійсніть перевірку вашого передбачення дослідним шляхом.

Зробіть висновок про те, за яких умов відбуваються реакції обміну між розчинами електролітів.



Сторінка ерудита

Йонні рівняння реакцій можна застосувати для відображення взаємодії електроліту з неелектролітом. У такому разі дисоційованими на йони записують лише формули електролітів.

Усі ви добре знаєте, що кальцій карбонат (основна складова крейди) і кислоти взаємодіють між собою. Складемо рівняння цієї реакції в молекулярно-йонній формі.



У реакції не беруть участь лише хлорид-аніони, тому скороченне йонне рівняння:



Стисло про основне

- ✓ Виділення газу, утворення осаду або малодисоційованої сполуки є умовами перебігу реакцій обміну між розчинами електролітів.
- ✓ Сутність реакцій йонного обміну між розчинами електролітів полягає в асоціації (зв'язуванні) йонів слабких електролітів з утворенням осаду, газу, малодисоційованої речовини.
- ✓ Реакції йонного обміну — необоротні.
- ✓ Прогнозування взаємодії між електролітами здійснюють, використовуючи таблицю розчинності.

1. У чому полягає суть реакцій йонного обміну?
2. Чи може одному скороченому йонному рівнянню реакції відповідати кілька молекулярних? Поясніть відповідь і наведіть приклади.

Застосовуємо

56. Зазначте формулу речовини, яка у водному розчині дисоціює з утворенням катіонів Цинку.

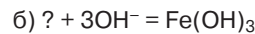
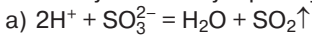
A ZnO

B ZnSO₄

B ZnS

Г K₂[Zn(OH)₄]

57. Відновіть подані скорочені йонні рівняння реакцій, складіть по одному повному йонному та молекулярному рівнянню.



58. Складіть молекулярні та повні й скорочені йонні рівняння можливих реакцій обміну між електролітами в розчинах:

- а) натрій гідроксид й ортофосфатна кислота;
- б) барій гідроксид і калій хлорид;
- в) алюміній сульфат і літій гідроксид.

59*. Зазначте, для якої пари речовин повне йонне рівняння реакції є одночасно і скороченим.

A купрум(II) хлорид й аргентум(I) нітрат

B сульфатна кислота й калій карбонат

B натрій сульфат і барій гідроксид

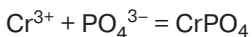
Г купрум(II) сульфат і натрій гідроксид



Виявлення деяких йонів у розчині

Працюйте групами

1. Що спільного в скорочених йонних рівняннях реакцій:
 - а) барій хлориду із сульфатною кислотою;
 - б) натрій сульфату з барій гідроксидом?
2. Для скороченого йонного рівняння реакції



складіть два повні йонні та молекулярні рівняння реакцій.

Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- ◆ повторити матеріал про реакції обміну між електролітами в розчині;
- ◆ з'ясувати хімічні способи (якісні реакції) виявлення галогенід-, сульфат-, ортофосфат-, карбонат-іонів у розчині;
- ◆ описувати якісні реакції на зазначені йони;
- ◆ виявляти за допомогою якісних реакцій галогенід-, сульфат-, ортофосфат-, карбонат-іони в розчині, записувати рівняння в молекулярній та йонній формах.

ПОНЯТТЯ ПРО ЯКІСНІ РЕАКЦІЇ. У процесі групової роботи ви ще раз переконалися в тому, що одному скороченому йонному рівнянню реакції може відповідати кілька молекулярних рівнянь. Вам також відомо, що всі кислоти однаково діють на індикатори. Це відбувається тому, що всі кислоти дисоціюють з утворенням лише одного виду катіонів — катіонів Гідрогену H^+ .

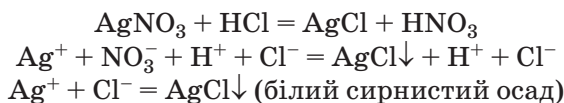
Подані та інші факти дозволили дослідникам сформулювати поняття про якісні реакції.

Якісні реакції — це реакції, за допомогою яких на основі спостережень за явищами, що їх супроводжують, виявляють (доводять) наявність речовини чи її структурних частинок.

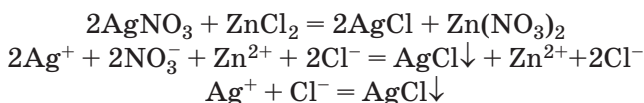
Оскільки кислота та її солі завжди мають у своєму складі однакові йони — аніони кислотного залишку, то можемо передбачити існування речовини чи кількох речовин, які можна використовувати для виявлення цього аніона у складі інших речовин.

СПОСІБ ВИЯВЛЕННЯ ХЛОРИД-ІОНІВ Cl^- . За таблицею розчинності з'ясуємо, що серед речовин, до складу яких входять аніони Хлору, нерозчинною є сіль аргентум(I) хлорид $AgCl$.

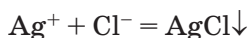
Здійсимо реакцію йонного обміну між аргентум(I) нітратом у розчині й хлоридною кислотою (*дослід 1*). При зливанні цих розчинів миттєво утворюється білий сирнистий осад. Цим осадом є аргентум(I) хлорид $AgCl$.



Використаємо для взаємодії з аргентум(I) нітратом розчин цинк хлориду (*дослід 2*). Як і в першому досліді, миттєво утворюється білий сирнистий осад. Його утворення ілюструють молекулярне та йонні рівняння.



Хоча взаємодіяли з аргентум(I) нітратом різні хлориди, під час обох реакцій відбувалося зв'язування йонів Аргентуму та хлорид-йонів у нерозчинну сполуку аргентум(I) хлорид. Тому в обох дослідях взаємодію речовин відображає одне скорочене йонне рівняння.

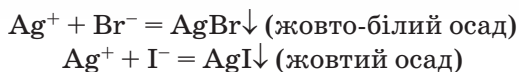


Якісна реакція на хлоридну кислоту та її солі — це взаємодія з розчином аргентум(I) нітрату. Одним із продуктів реакції є білий сирнистий осад аргентум(I) хлориду $AgCl$, що не розчиняється у воді та сильних кислотах (нітратній, сульфатній).

На цьому базується якісне визначення хлорид-аніонів Cl^- у розчині.

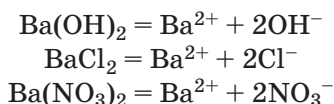
СПОСІБ ВИЯВЛЕННЯ БРОМІД-ІОНІВ Br^- ТА ЙОДИД-ІОНІВ I^- .

Аніони цих галогенів виявляють у розчині теж за допомогою катіона Аргентуму Ag^+ , а він, як ми щойно з'ясували, наявний у розчині аргентум(І) нітрату. Реакції описують скороченими йонними рівняннями.

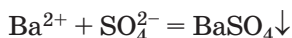


Утворені осади, як і осад аргентум(І) хлориду, також не розчиняються у воді та розчинах сильних кислот.

СПОСІБ ВИЯВЛЕННЯ СУЛЬФАТ-ІОНІВ SO_4^{2-} . Якісною реакцією на сульфатну кислоту та сульфати, що перебувають у розчині, є їхня взаємодія з електролітами, що у водному розчині дисоціюють з утворенням катіонів Барію Ba^{2+} . Скористаємося таблицею розчинності та з'ясуємо, що такими електролітами можуть бути барій гідроксид $\text{Ba}(\text{OH})_2$, барій хлорид BaCl_2 , барій нітрат $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$.

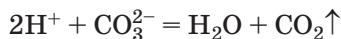


Реакція обміну в усіх випадках описуватиметься скороченим йонним рівнянням.

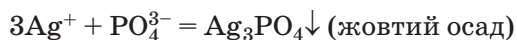


За наявності в одному розчині катіонів Барію, а в іншому — сульфат-аніонів відбувається реакція йонного обміну, в ході якої ці йони сполучаються та вилучаються зі сфери реагування у вигляді осаду BaSO_4 . Цей осад, подібно до осаду AgCl не розчиняється ані у воді, ані в хлоридній чи нітратній кислотах.

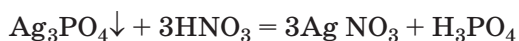
СПОСІБ ВИЯВЛЕННЯ КАРБОНАТ-ІОНІВ CO_3^{2-} . Карбонати (як розчинні, так і нерозчинні) легко виявити за допомогою будь-якої кислоти, сильнішої за карбонатну. Це можливо тому, що карбонатна кислота — нестійка сполука й при утворенні одразу розпадається на вуглекислий газ і воду. Взаємодію між розчиненим у воді карбонатом і сильнішою за неї кислотою описує скорочене йонне рівняння реакції.



СПОСІБ ВИЯВЛЕННЯ ОРТОФОСФАТ-ІОНІВ. Ортофосфатну кислоту та її середні солі ортофосфати в розчині можна виявити за допомогою розчину аргентум(І) нітрату. Подібно до йодидів утворюється осад жовтого кольору.



Проте на відміну від аргентум(І) йодиду аргентум(І) ортофосфат розчиняється в нітратній кислоті.



Працюйте групами

1. Способи виявлення бромід-іонів, йодид-іонів, сульфат-іонів, карбонат-іонів, ортофосфат-іонів проілюстровано в параграфі лише скороченими йонними рівняннями. Запропонуйте речовини, між якими можна провести реакцію для виявлення кожного з розглянутих у параграфі аніонів, напишіть молекулярні й повні йонні рівняння цих реакцій.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Виконайте лабораторні досліди 7–9 та закріпіть набуті знання про якісні реакції з виявлення деяких йонів.

Для виконання дослідів вам знадобляться: розчини солей хлоридної, сульфатної, карбонатної кислот, пробірки та штатив для пробірок.

Виконуючи досліди, дотримуйтеся правил безпеки!

Лабораторний дослід 7

Виявлення хлорид-іонів у розчині

Завдання. Доведіть, що у виданому вам розчині розчиненою речовиною є сіль хлоридної кислоти.

Запишіть результати виконання цього дослідів у робочий зошит. Для зручності записів скористайтесь поданою табличною формою.

№ дослідів	Речовина і йон, який треба виявити	Речовина і йон, яким проведено виявлення	Спостережувані зміни	Скорочене йонне рівняння
7				
8				
9				

Послідовно виконайте **лабораторний дослід 8** з виявлення сульфат-іонів, **лабораторний дослід 9** — карбонат-іонів у виданих вам розчинах.

Внесіть результати виконання кожного дослідів у таблицю. Складіть повні йонні та молекулярні рівняння проведених дослідів.

ЗАСТОСУВАННЯ ЯКІСНИХ РЕАКЦІЙ. З якісними реакціями мають справу учні та студенти у процесі вивчення хімії. Їх використовують у багатьох наукових дослідженнях з хімії, біології, медицини тощо. Сформувався і розвивається окрема наукова галузь — аналітична хімія, предметом досліджень якої є якісний аналіз складу речовин і матеріалів. Уміння проводити якісний аналіз внесено до переліку професійних умінь провізорів, експертів з якості харчової продукції та фахівців багатьох інших спеціальностей.

Свідченням важливого значення застосування якісних реакцій для захисту довкілля від забруднення є те, що контроль за якістю води та ґрунту здійснюють з їхнім використанням.

Виконуючи лабораторні дослідження, ви вели візуальні спостереження за якісними реакціями. У промисловості чи довірили це роблять за допомогою спеціальних приладів, які дозволяють виявляти малі кількості речовин.

Стисло про основне



- ✓ Хлорид-, бромід-, йодид-, ортофосфат-іони в розчині виявляють за допомогою іонів Аргентуму Ag^+ , наявних у розчині аргентум(І) нітрату.
- ✓ Виявлення сульфат-іонів у розчині здійснюють за допомогою катіонів Барію Ba^{2+} . Для цього використовують розчини барій гідроксиду, барій нітрату, барій хлориду.
- ✓ Виявлення карбонат-іонів у розчині здійснюють за допомогою катіонів Гідрогену H^+ . Для цього використовують розчин кислоти, сильнішої за карбонатну.

Працюємо з медійними джерелами



- Дізнайтесь, при підготовці фахівців яких спеціальностей важливою складовою є формування предметної компетентності в якісному аналізі.
- Доберіть інформацію, що доводить важливість проведення якісного аналізу для збереження здоров'я людини.

Знаємо, розуміємо

Укладіть таблицю з виявлення аніонів за допомогою якісних реакцій, про які ви дізналися з параграфа.

Застосовуємо

- 60.** Укажіть речовини, за допомогою яких можна довести якісний склад хлоридної кислоти.
- A** метиловий оранжевий, сульфатна кислота
 - Б** нітратна кислота, аргентум(І) нітрат
 - В** лакмус, аргентум(І) нітрат
 - Г** барій нітрат, натрій сульфат
- 61.** У трьох пробірках без підписів містяться розчини натрій броміду, натрій йодиду, натрій ортофосфату. Запропонуйте спосіб розпізнавання цих речовин.
- 62*.** Розробіть план виявлення у трьох пробірках без підписів розчинів калій хлориду, калій сульфату, калій карбонату.



Практичне використання знань про реакції йонного обміну.

Практична робота 1.

Реакції йонного обміну між електролітами у водних розчинах

Уміння користуватися таблицею розчинності для написання рівнянь реакції йонного обміну, прогнозування можливостей перебігу хімічних реакцій між двома попарно взятими розчинами електролітів є важливою предметною компетентністю тих, хто вивчає хімію. Виконання завдань *практичної роботи 1* з рубрики «Хімія — це життя: сторінка природодослідника» сприятиме її формуванню в кожного з вас.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Практична робота 1

Реакції йонного обміну між електролітами у водних розчинах

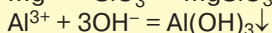
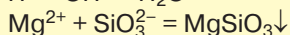
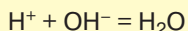
Завдання 1. Користуючись таблицею розчинності, передбачте, як з магній хлориду можна добути реакцією йонного обміну аргентум(I) хлорид. Своє передбачення перевірте експериментально. Складіть молекулярне та йонні рівняння реакції.

Завдання 2. Вам видано розчини сульфатної кислоти, натрій нітрату, барій нітрату, натрій карбонату. Користуючись таблицею розчинності, встановіть, між якими попарно взятими речовинами відбудуться хімічні реакції. Знайдіть відповідні досліди і складіть молекулярне та йонні рівняння реакцій.

Завдання 3. Дослідним шляхом перевірте, чи можна добути вуглекислий газ реакцією обміну між натрій карбонатом і калій хлоридом.

Завдання 4. Запропонуйте свій варіант добування натрій карбонату реакцією йонного обміну.

Завдання 5. Користуючись таблицею розчинності, доберіть електроліти та проведіть реакції обміну, перебіг яких описується поданими скороченими йонними рівняннями.



Результати спостережень, молекулярні та йонні рівняння проведених реакцій запишіть у зошиті для практичних робіт.

На підставі проведених дослідів та одержаних результатів сформулюйте **ВИСНОВКИ** про значення якісних реакцій.

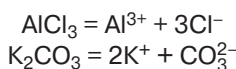


Хоча вода й дуже слабкий електроліт, проте в окремих випадках вона вступає в реакцію йонного обміну із солями. Розглянемо два приклади.

Якщо розчинити сіль алюміній хлорид у дистильованій воді й утворений розчин випробувати індикатором кислого середовища, то індикатор виявить його. Це є свідченням наявності в розчині солі катіонів Гідрогену H^+ .

Якщо розчинити сіль калій карбонат у дистильованій воді й утворений розчин випробувати індикатором лужного середовища, то виявиться, що індикатор змінить колір. Це є свідченням наявності в розчині солі гідроксид-аніонів.

Рівняння електролітичної дисоціації цих солей



вказують на те, що алюміній хлорид дисоціює без утворення катіонів Гідрогену, а калій карбонат — без утворення гідроксид-аніонів OH^- .

Тоді чому в обох випадках індикатори змінювали колір? Пояснюється це перебігом реакцій йонного обміну між розглянутими солями та водою.

Гідроліз солей — це реакція йонного обміну між сіллю та водою, що супроводжується асоціацією одного з йонів солі з протилежним йому за знаком йоном (H^+ чи OH^-), на які дисоціює вода.

Не всі солі піддаються гідролізу. Гідроліз характерний лише для солей, що утворені із сильного електроліту (основи) і слабого електроліту (кислоти), або навпаки — сильного електроліту (кислоти) і слабого електроліту (основи). Зв'язуванню підлягатимуть йони слабого електроліту.

Звернемося до таблиці розчинності й переконаємося, що $Al(OH)_3$ — слабкий електроліт, тоді як HCl — сильна кислота. Отже, утворена ними сіль алюміній хлорид $AlCl_3$ вступатиме в хімічну взаємодію з водою. Відбудеться зв'язування йонів Алюмінію, якому відповідає слабкий електроліт алюміній гідроксид $Al(OH)_3$. Катіон Алюмінію Al^{3+} сполучиться з протилежним йому за знаком гідроксид-йоном OH^- , утвореним унаслідок дисоціації води.

Зверніть увагу! Як і електролітична дисоціація, гідроліз відбувається ступінчасто й найповніше — за першим ступенем.

Напишемо повне йонне рівняння реакції гідролізу алюміній хлориду за першим ступенем.



Скоротивши однакові йони, дістанемо скорочене йонне рівняння реакції гідролізу алюміній хлориду за першим ступенем.



Тепер стає зрозумілим, чому розчин солі алюміній хлориду має не нейтральне середовище, а кисле.

Калій карбонат K_2CO_3 можна розглядати як продукт взаємодії сильного електроліту (лугу калій гідроксиду KOH) і слабого електроліту (карбонатної кислоти

H₂CO₃). Гідроліз відбуватиметься в напрямі асоціації (з'єднання) йонів слабого електроліту, тобто аніонів CO₃²⁻ з катіоном H⁺, утвореним унаслідок дисоціації води.



Поміркуйте й зробіть висновок про те, чи відбудеться реакція йонного обміну між водою та сіллю, утвореною сильним електролітом (лугом) і сильним електролітом (кислотою). При нагоді перевірте своє передбачення експериментальним шляхом.

Як бачимо, унаслідок утворення катіона HCO₃⁻ в розчині накопичуються йони OH⁻. Тому індикатор і виявив лужне середовище.

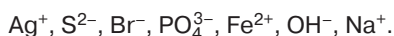
Реакції гідролізу солей — це ще один доказ того, що розчинення речовин у воді є складним фізико-хімічним процесом.

В організмі людини відбувається гідроліз ди- та полісахаридів, білків, жирів та

інших речовин. Обов'язковою умовою взаємодії цих речовин з водою є наявність біокаталізаторів — ферментів.

Застосовуємо

63. Складіть формули електролітів, скориставшись таким переліком йонів:



64. За скороченим йонним рівнянням $3Zn^{2+} + 2PO_4^{3-} \rightarrow Zn_3(PO_4)_2$ складіть два молекулярні рівняння реакцій.

65*. Чи можна стверджувати, що кожній з поданих схем відповідає лише по одному молекулярному рівнянню реакції?

Цинк нітрат +? → цинк сульфід +?

? + натрій гідроксид → плюмбум(II) гідроксид +?

Підтвердіть свою думку записами молекулярних, повних і скорочених йонних рівнянь реакцій.



Практична робота 2.

Розв'язування

експериментальних задач

У минулому навчальному році, вивчаючи класи неорганічних сполук, ви ознайомилися з поділом хімічних задач на *розрахункові* та *експериментальні*. Пригадайте, що розв'язування експериментальних задач ґрунтується на знаннях властивостей окремих речовин, уміннях планувати й проводити хімічний експеримент. Результатом є безпомилкове встановлення наявності певної речовини, розпізнавання кожної з кількох невідомих речовин, добування речовин за схемою хімічних реакцій тощо.

Експериментальні задачі, запропоновані в рубриці «Хімія — це життя: сторінка природодослідника», розраховані на застосування знань про основні класи неорганічних сполук, електроліти й неелектроліти,

умови перебігу реакцій обміну між електролітами в розчині. Удома, готуючись до практичної роботи, проведіть уявний хімічний експеримент із розв'язування поданих задач. Це допоможе вам виконати практичну роботу на уроці.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Експериментальна задача 1

З'ясуйте, між розчинами яких речовин відбудеться реакція йонного обміну.

Варіант 1: а) магній хлорид і кальцій нітрат; б) магній хлорид й аргентум(I) нітрат.

Варіант 2: а) магній сульфат і барій нітрат; б) калій нітрат і натрій карбонат.

Варіант 3: а) ферум(III) хлорид й ортофосфатна кислота; б) ферум(III) хлорид і нітратна кислота.

Поясніть отримані результати. Підтвердіть пояснення відповідними молекулярними та йонними рівняннями реакцій.

Експериментальна задача 2

За допомогою реакції йонного обміну добудьте зазначені речовини.

Варіант 1. Карбон(IV) оксид.

Варіант 2. Ферум(III) гідроксид.

Варіант 3. Кальцій ортофосфат.

Обґрунтуйте вибір реагентів. Складіть відповідні молекулярні та йонні рівняння реакцій.

Експериментальна задача 3

Здійсніть реакції йонного обміну за поданими схемами.

Варіант 1. Натрій гідроксид → натрій сульфат → натрій хлорид.

Варіант 2. Хлоридна кислота → натрій хлорид → натрій нітрат.

Варіант 3. Купрум(II) сульфат → купрум(II) хлорид → купрум(II) гідроксид.

Обґрунтуйте вибір реагентів. Складіть відповідні молекулярні та йонні рівняння реакцій.

Експериментальна задача 4

Розпізнайте кожну з трьох речовин, розчини яких містяться у пробірках без підписів.

Варіант 1. Барій хлорид, аргентум(I) нітрат, хлоридна кислота.

Варіант 2. Алюміній сульфат, сульфатна кислота, калій гідроксид.

Варіант 3. Натрій силікат, натрій сульфат, натрій карбонат.

Складіть відповідні молекулярні та йонні рівняння реакцій.

Експериментальна задача 5

Доведіть якісний склад поданих речовин.

Варіант 1. Барій хлорид.

Варіант 2. Барій гідроксид.

Варіант 3. Сульфатна кислота.

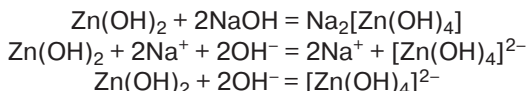
Обґрунтуйте вибір реагентів. Складіть відповідні молекулярні та йонні рівняння реакцій.

Зробіть загальний висновок про значення експерименту як методу дослідження речовин і явищ.



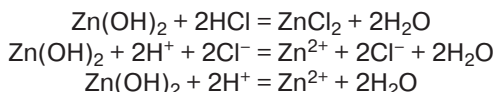
Сторінка ґрудита

У 8 класі, досліджуючи хімічні властивості амфотерних гідроксидів, ви переконалися в тому, що продукти їхньої взаємодії з лугами розчинні у воді. Застосувавши знання про електроліти й електролітичну дисоціацію, складемо молекулярне та йонні рівняння взаємодії цинк гідроксиду й розчину натрій гідроксиду.



Зверніть увагу на те, що в ході такої взаємодії утворюється *комплексний йон* $[\text{Zn(OH)}_4]^{2-}$. Він має назву тетрагідроксоцинкат.

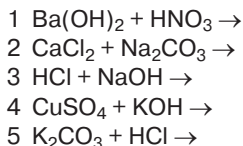
Під час взаємодії цинк гідроксиду з кислотою утворюється зовсім інша сіль — цинк хлорид ZnCl_2 , що містить катіон Цинку Zn^{2+} .



Складіть молекулярні та йонні рівняння взаємодії амфотерного гідроксиду Be(OH)_2 з лугом у розчині та з хлоридною кислотою.

Застосовуємо

- 66.** Розпізнайте кожну з трьох твердих речовин білого кольору в посудинах без етикеток: натрій хлорид, кальцій карбонат, натрій карбонат.
- 67.** Запропонуйте спосіб розпізнання хлоридної кислоти та розчинів сульфатної й ортофосфатної кислот, що мітяться в склянках без етикеток.
- 68.** Як за допомогою реакцій йонного обміну визначити, у якій пробірці міститься розчин кожної з речовин — натрій гідроксиду, цинк хлориду, кальцій хлориду?
- 69*.** Оберіть варіант експериментальних задач, який ви не виконували на практичній роботі, і складіть молекулярні та йонні рівняння реакцій, які необхідно провести під час практичної роботи, щоб розв'язати ці задачі. Використовуйте при цьому результати уявного експерименту, проведеного вами на етапі підготовки до практичної роботи.
- 70.** Складіть повні йонні рівняння реакцій за наведеними напівсхемами і зазначте порядкові номери рівнянь, у яких кількість йонів однакова.



- А** 1,2
Б 2,3
В 1,3
Г 4,5

- 71.** Укажіть пару речовин, між якими відбувається реакція йонного обміну з виділенням газу.
- А** ферум(III) хлорид і натрій гідроксид
Б натрій силікат і сульфатна кислота
В барій нітрат і сульфатна кислота
Г натрій сульфід і нітратна кислота



Завдання різних рівнів складності з теми «Розчини»

- Оберіть характеристику істинних розчинів.*
 - однорідні суміші змінного складу, утворені кількома компонентами
 - гетерогенні системи, у яких частинки однієї з речовин можна побачити у промені світла
 - гетерогенні системи, у яких частинки однієї з речовин можна побачити візуально
 - суміш двох рідин, що не змішуються між собою
- Уставте в тексті замість крапок пропущені слова.*
 - розчинником прийнято називати компонент розчину, який має ... масу
 - розчиненою речовиною прийнято називати компонент розчину, який має ... масу
 - щоб обчислити масову частку речовини в розчині, слід масу розчиненої речовини ... на масу ...
- Як зміниться масова частка розчиненої речовини у водному розчині за кожної умови?*
 - до розчину долили воду
 - до розчину додали розчинену речовину
 - провели часткове випарювання розчину
 - у розчин, виготовлений з мідного купоросу, помістили додаткову кількість цього кристалогідрату
- Зазначте розчини, що проводять електричний струм.*

A розчин кухонної солі	B розчин йоду в спирті
B розчин хлороводню у воді	Г розчин цукру у воді
- Зазначте сильні електроліти і складіть рівняння їхньої електролітичної дисоціації.*

A силікатна кислота	B хлоридна кислота
B сульфатна кислота	Г сульфідна кислота
- Зазначте сильні електроліти і складіть рівняння їхньої електролітичної дисоціації.*
 - аргентум(I) хлорид
 - аргентум(I) нітрат
 - магній хлорид
 - барій сульфат

7. *Зазначте сильні електроліти і складіть рівняння їхньої електролітичної дисоціації.*

- А** ферум(III) гідроксид **В** калій гідроксид
Б ферум(II) гідроксид **Г** барій гідроксид

8. *Установіть відповідність між назвою групи речовин та конкретними прикладами.*

Здатність проводити електричний струм		Назва речовини	
А	електроліти	1	глюкоза
		2	нітратна кислота
Б	неелектроліти	3	рідкий азот
		4	калій хлорид

9. *Зазначте, як змінюється розчинність більшості твердих речовин з підвищенням температури.*

- А** збільшується
Б зменшується
В залишається без змін
Г спочатку зменшується, а потім збільшується

10. *Зазначте, як змінюється розчинність газів зі зниженням температури.*

- А** збільшується
Б зменшується
В залишається без змін
Г спочатку зменшується, а потім збільшується

11. *Зазначте, як змінюється розчинність газів з підвищенням тиску.*

- А** збільшується
Б зменшується
В залишається без змін
Г спочатку зменшується, а потім збільшується

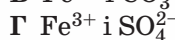
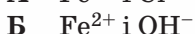
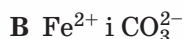
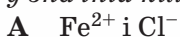
12. *Оберіть пару речовин, взаємодію яких характеризує скорочене йонне рівняння $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^-$.*

- А** купрум(II) оксид і хлоридна кислота
Б купрум(II) хлорид і натрій гідроксид
В мідь і нітратна кислота
Г купрум(II) хлорид й аргентум(I) нітрат

13. *Розташуйте електроліти за збільшенням загальної кількості йонів, на які дисоціює одна формульна одиниця кожної речовини.*

- А** калій гідроксид **В** ферум(III) сульфат
Б алюміній хлорид **Г** ортофосфатна кислота

14. Зазначте пари йонів, які не можуть одночасно перебувати в розчині у значній кількості.



15. Зазначте пари речовин, між якими реакція йонного обміну в розчині відбуватиметься до кінця.

А цинк нітрат і натрій сульфат

Б магній хлорид і калій сульфат

В натрій сульфат і барій хлорид

Г натрій карбонат і хлоридна кислота

16. Зазначте пару речовин, що взаємодіють з утворенням осаду.

А барій гідроксид і сульфатна кислота

Б барій гідроксид і натрій нітрат

В калій карбонат і нітратна кислота

Г калій гідроксид і ферум(III) сульфат

17. Зазначте пару речовин, між якими реакція відбуватиметься в розчині практично до кінця.

а) алюміній сульфат + барій хлорид

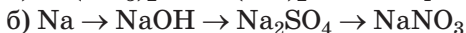
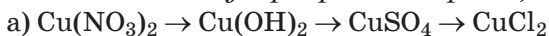
б) алюміній нітрат + барій хлорид

Яке фізичне явище супроводжує цю реакцію?

18. Складіть план розпізнавання розчинів аргентум(I) нітрату й барій хлориду, що містяться в пробірках без етикеток. Запишіть відповідні рівняння реакцій.

19. Складіть план розпізнавання розчинів калій карбонату та калій сульфату, що містяться в пробірках без етикеток. Запишіть відповідні рівняння реакцій.

20. Складіть молекулярні рівняння реакцій за схемами перетворень.



Для реакцій йонного обміну складіть повні й скорочені йонні рівняння.

21. Зазначте масову частку розчиненої речовини в розчині, виготовленому з натрій хлориду масою 60 г і води об'ємом 440 мл.

А 4,4 %

В 10 %

Б 6 %

Г 12 %

22. Зазначте масу води в розчині масою 200 г з масовою часткою натрій гідроксиду 16 %.

А 8 г

В 32 г

Б 16 г

Г 168 г

23. *Зазначте масу розчиненої речовини в розчині масою 400 г з масовою часткою алюміній нітрату 8 %.*
- А** 4 г
 - Б** 8 г
 - В** 32 г
 - Г** 40 г
24. *Розташуйте кристалогідрати за збільшенням кількості молекул води в їхніх формулах.*
- А** залізний купорос
 - Б** гіпс
 - В** глауберова сіль
 - Г** мідний купорос
25. *Учасники хімічної олімпіади одержали завдання виготовити три розчини з масовою часткою 0,5 таких речовин: кальцій гідроксиду, натрій гідроксиду, гідроген хлориду. Перемогли ті учасники, які виготовили лише один розчин. Як ви вважаєте, чому?*
26. *Обчисліть масу хлоридної кислоти з масовою часткою гідроген хлориду 20 % і масу хлоридної кислоти з масовою часткою гідроген хлориду 30 %, необхідних для виготовлення 400 г кислоти з масовою часткою гідроген хлориду 25 %.*
27. *Обчисліть масову частку розчиненої речовини у хлоридній кислоті, якщо для її виготовлення у воді об'ємом 817,5 мл розчинили 112 л гідроген хлориду (н.у).*
28. *У розчині масою 250 г з масовою часткою натрій сульфату 10 % розчинили 50 г глауберової солі. Обчисліть масову частку натрій сульфату в розчині, що утворився.*
- 29*. *Обчисліть масу мідного купоросу, необхідного для виготовлення розчину купрум(II) сульфату масою 200 г з масовою часткою розчиненої речовини 16 %.*
- 30*. *До розчину натрій сульфату масою 25 г з масовою часткою солі 10 % додали 5 г глауберової солі (декагідрат натрій сульфату). Якою стала масова частка натрій сульфату у виготовленому розчині?*
- 31*. *Обчисліть масу води й кристалогідрату $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, необхідні для виготовлення 500 мл розчину з масовою часткою кальцій хлориду 15 % і густиною 1,18 г/мл.*
- 32*. *Літій масою 14 г помістили в посудину з водою об'ємом 186 мл. Обчисліть масову частку луку в утвореному розчині (н.у).*

Тема 2

Хімічні реакції



Вивчаючи цю тему, ви дізнаєтеся про:

- ◆ різні підходи до класифікації хімічних реакцій;
- ◆ класифікацію хімічних реакцій за кількістю та складом реагентів і продуктів реакції;
- ◆ оборотні й необоротні реакції;
- ◆ окисно-відновні реакції, процеси окиснення та відновлення;
- ◆ класифікацію хімічних реакцій за такою ознакою, як зміна ступеня окиснення;
- ◆ класифікацію хімічних реакцій за їх тепловим ефектом;
- ◆ термохімічні рівняння реакцій;
- ◆ швидкість хімічних реакцій та її залежність від різних чинників.

Після вивчення теми ви зможете:

- ◆ визначати тип хімічної реакції згідно з певною класифікацією;
- ◆ розрізняти реакції різних типів;
- ◆ визначати ступінь окиснення елемента у сполучі;
- ◆ складати рівняння нескладних окисно-відновних реакцій на основі електронного балансу;
- ◆ складати термохімічні рівняння;
- ◆ робити висновки про вплив чинників на швидкість хімічних реакцій;
- ◆ оцінювати значення різних типів хімічних реакцій у природі та техніці.

§ 18.

Класифікація хімічних реакцій за кількістю і складом реагентів та продуктів реакції

Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- ♦ розрізняти й наводити приклади реакцій сполучення, заміщення, обміну, розкладу та характеризувати їх;
- ♦ зрозуміти, на основі якої ознаки запропоновано класифікацію реакцій на реакції розкладу, сполучення, заміщення, обміну;
- ♦ удосконалити вміння зі складання рівнянь хімічних реакцій на основі закону збереження маси речовин;
- ♦ розв'язувати розрахункові задачі за рівняннями хімічних реакцій.

У довікллі постійно відбувається надзвичайно багато хімічних реакцій — таку загальну назву мають хімічні явища, під час яких змінюється склад і будова речовин.

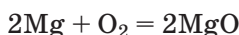
Хімічне явище, або хімічна реакція, — це процес перетворення одних речовин на інші.

Класифікацію хімічних реакцій здійснюють за різними ознаками. За кількістю і складом реагентів та продуктів реакції розрізняють реакції *сполучення, розкладу, заміщення, обміну*. Щоб безпомилково розрізняти ці типи хімічних реакцій і наводити відповідні приклади, актуалізуйте знання з теми «Основні класи неорганічних сполук» та ознайомтеся з результатами дослідів 1–5.

РЕАКЦІЇ СПОЛУЧЕННЯ.

Демонстраційний дослід 1.

Добування магній оксиду спалюванням магнію. Магнієву стрічку пінцетом вносять у полум'я спиртівки. Магній швидко горить сліпучо-білим полум'ям (мал. 23).



Продуктом реакції є магній оксид MgO — тверда речовина білого кольору.

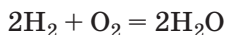


Мал. 23

Горіння магнію в повітрі

Демонстраційний дослід 2.

Добування гідроген оксиду (води) спалюванням водню. Суху пробірку наповнюють воднем та підпалюють його. Чується приглушений звук — це водень і кисень миттєво реагують з вибухом. На внутрішній поверхні пробірки з'являються крапельки води, яка і є продуктом цієї реакції.



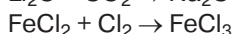
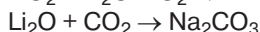
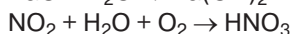
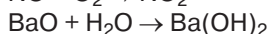
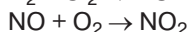
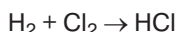
Проаналізувавши обидва рівняння, бачимо, що в ході цих реакцій з кількох реагентів (двох у поданих прикладах) утворюється лише один продукт реакції. Це і є головною ознакою реакцій сполучення.

Реакція сполучення — це реакція, унаслідок якої з кількох речовин утворюється одна.

Отже, у реакціях сполучення реагентами можуть бути дві та більше речовин різного складу, однак продуктом реакції є лише *одна складна речовина*.

Працюйте групами

1. Складіть рівняння реакцій за їхніми схемами на основі закону збереження маси речовин.



2. Назвіть утворені продукти реакцій за систематичною номенклатурою й зазначте клас, до якого вони належать.
3. Проаналізуйте кількісний склад продуктів реакцій і зазначте, до простих чи складних речовин вони належать.
4. Назвіть спільну ознаку всіх реакцій сполучення.

РЕАКЦІЇ РОЗКЛАДУ.

Демонстраційний
дослід 3.

Розклад малахіту при нагріванні.

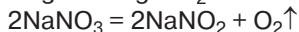
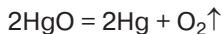
При нагріванні малахіту $\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$ спостерігається зміна зеленого кольору речовини на чорний, поява крапель води й виділення газу, який спричиняє помутніння вапняної води.



У ході цієї реакції з однієї речовини утворюється три речовини простішого складу.

Працюйте групами

1. Розгляньте подані приклади рівнянь реакцій добування кисню в лабораторії.

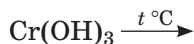
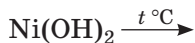


2. Порівняйте кількість реагентів з кількістю продуктів реакції в кожному рівнянні. Назвіть спільну ознаку цих реакцій.

Реакцію, унаслідок якої з однієї речовини утворюється кілька речовин, називають **реакцією розкладу**.

Цей тип хімічних реакцій за перебігом та наслідками протилежний до реакцій сполучення.

З 8 класу вам відомо, що нерозчинні основи й амфотерні гідроксиди розкладаються під час нагрівання. Складіть рівняння реакцій розкладу за схемами та назвіть речовини.

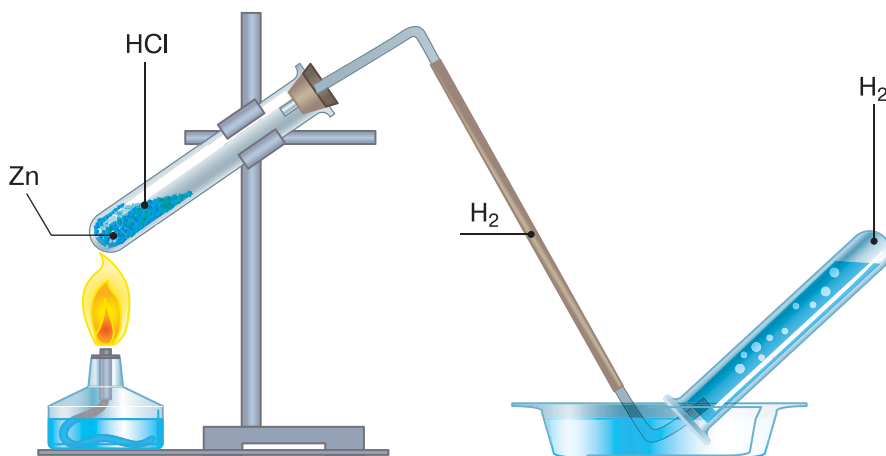
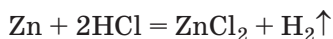


РЕАКЦІЇ ЗАМІЩЕННЯ.

Демонстраційний дослід 4.

Взаємодія цинку з хлоридною кислотою.

У пробірку поміщають кілька гранул цинку, доливають хлоридної кислоти й підігривають для прискорення взаємодії (мал. 24). Виділення бульбашок газоподібної речовини свідчить про те, що відбувається хімічна реакція.

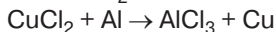
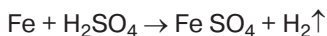


Мал. 24

Перебіг реакції заміщення між цинком і хлоридною кислотою

Працюйте групами

1. Подані схеми реакцій перетворіть на рівняння.



2. Зробіть висновок щодо якісного й кількісного складу реагентів і продуктів реакції в кожному випадку.

Реакція заміщення — це реакція між складною і простою речовинами, унаслідок якої атоми простої речовини заміщують атоми (йони) у складній речовині.

Тобто цей тип хімічних реакцій характеризується взаємодією двох речовин. При цьому за кількісним складом одна з них є простою, а інша — складною.

РЕАКЦІЇ ОБМІНУ.

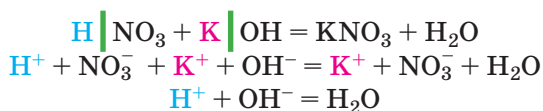
Демонстраційний дослід 5.

Взаємодія калій гідроксиду з нітратною кислотою в розчині.

До розчину калій гідроксиду додають кілька крапель розчину фенолфталеїну. Спостерігають швидку зміну кольору індикатора на малиновий.

Доливають до вмісту пробірки розчин нітратної кислоти. Дуже швидко відбувається знебарвлення розчину, що є свідченням протікання хімічної реакції.

Запишемо молекулярне та йонні рівняння цієї реакції.



Як свідчить повне йонне рівняння цієї реакції, катіон Гідрогену обмінюється на катіон Калію, а нітрат-аніон — на гідроксид-аніон.

Якщо для проведення реакції обміну взяти кристалічні натрій гідроксид й ортофосфатну кислоту, то видимих ознак перебігу реакції не спостерігатиметься. Щоб реакція обміну відбувалася швидко, хоча б один з реагентів має бути в розчиненому стані.

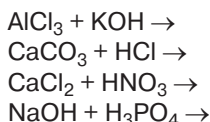
Особливістю цих реакцій є також те, що серед реагентів і продуктів реакції відсутні прості речовини.

Реакція обміну — це взаємодія двох складних речовин, під час якої вони обмінюються своїми структурними частинками. Реакція обміну між електролітами в розчині дістала назву реакції йонного обміну.

Пригадайте, що реакція обміну між основою та кислотою називається реакцією нейтралізації.

Працюйте групами

1. За поданими напівсхемами складіть рівняння можливих реакцій, зазначте їхні типи.



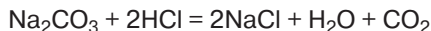
Пам'ятайте, що в реакціях йонного обміну серед продуктів обов'язково є речовина, що задовольняє умови перебігу реакцій йонного обміну до кінця (утворення осаду, виділення газу або малодисоційованої речовини).

2. До першого молекулярного рівняння реакції складіть повне та скорочене йонні.



Сторінка ерудита

У розглянутих у параграфі прикладах реакцій обміну дві складні речовини вступають у реакцію і дві складні речовини утворюються після реакції. А до якого типу хімічних реакцій належать реакції, подібні до взаємодії карбонатів з кислотами, адже там три продукти реакції?



Ці реакції теж є реакціями обміну, адже передусім відбувається обмін складових частинок реагентів й утворюється карбонатна кислота, що відразу розклалася на воду та вуглекислий газ. Отже, для реакцій обміну головним є обмін реагентів структурними частинками, а не кількість продуктів реакції.



Стихло про основне

- ✓ Хімічні реакції класифікують за типами, зважаючи на кількість і склад реагентів та продуктів реакції.
- ✓ За кількістю і складом реагентів і продуктів реакцій розрізняють реакції:



Знаємо, розуміємо

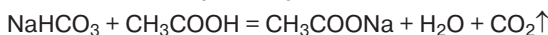
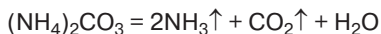
1. Наведіть означення та приклади реакцій:

- сполучення;
- розкладу;
- обміну;
- заміщення.

За якою класифікаційною ознакою здійснено цю класифікацію?

2. Поміркуйте, чи може залізо вступати в реакцію розкладу.

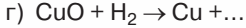
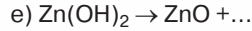
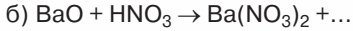
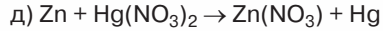
3. Зазначте, до яких типів хімічних реакцій належать реакції, завдяки яким розпушують тісто за допомогою амоній карбонату $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ чи харчової соди й оцту (етанової кислоти).



Застосовуємо

72. Наведіть приклади й складіть рівняння реакцій сполучення та обміну за участю натрій оксиду.

73. За поданими схемами складіть рівняння реакцій та зазначте їхні типи.



Зазначте рівняння хімічної реакції з найбільшою сумою коефіцієнтів.

74. Установіть відповідність між напівсхемою рівняння хімічної реакції та її типом.

Напівсхема рівняння реакції	Тип реакції
1 $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{KCl} \rightarrow$	А реакція розкладу
2 $\text{Cu} + \text{AgNO}_3 \rightarrow$	Б реакція сполучення
3 $\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow$	В реакція обміну
	Г реакція заміщення

75. Наведіть по одному прикладу рівнянь реакцій сполучення, розкладу, заміщення, під час яких утворюється алюміній оксид.

76*. Оберіть власні позначення і складіть схему класифікації хімічних реакцій за кількістю і складом реагентів та продуктів реакції.

77. Розв'яжіть одну із запропонованих задач.

- Обчисліть об'єм вуглекислого газу (н.у.), що виділився під час взаємодії кальцій карбонату кількістю речовини 0,15 моль із хлоридною кислотою.
- Обчисліть масу сульфатної кислоти, яку витратили на розчинення магнію масою 1,6 г.
- Для нейтралізації розчину лугу масою 200 г з масовою часткою натрій гідроксиду 4 % витратили 200 г розчину сульфатної кислоти. Обчисліть масову частку кислоти в розчині.



Окисно-відновні реакції. Процеси окиснення та відновлення

Розглянута в параграфі 18 класифікація хімічних реакцій не єдина. Є також класифікація хімічних реакцій за *змінюю ступеня окиснення елементів під час хімічної реакції*.

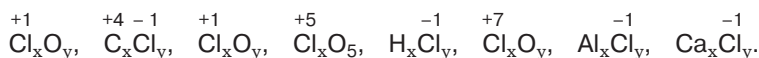
Ступінь окиснення — це умовний заряд атома, обчислений на основі припущення, що всі хімічні зв'язки в речовині — йонні.

Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- актуалізувати поняття «ступінь окиснення»;
- удосконалити вміння визначати ступені окиснення елементів за хімічною формулою бінарних сполук та складати формули бінарних сполук за відомими ступенями окиснення хімічних елементів;
- розрізняти окисно-відновні реакції й такі, що відбуваються без зміни ступеня окиснення хімічних елементів;
- обґрунтовувати процеси окиснення й відновлення з погляду електронної будови атомів.

Працюйте групами

1. Пригадайте, як обчислюють ступінь окиснення елемента за хімічною формулою сполуки, визначте ступені окиснення елементів за такими формулами: N_2 , N_2O , N_2O_3 , Li_3N , NO_2 , NH_3 , Mg_3N_2 .
2. Пригадайте правила складання формул бінарних сполук за відомими ступенями окиснення елементів. Користуючись ними, складіть формули зазначених сполук Хлору:



За необхідності скористайтесь поданими правилами, про які ви дізналися у 8 класі.

1. Ступінь окиснення елемента у простій речовині дорівнює нулю.
2. Металічні елементи у сполуках з неметалічними завжди мають **позитивний** ступінь окиснення.
3. Неметалічні елементи у сполуках з металічними мають завжди **негативний** ступінь окиснення.
4. Гідроген у сполуках має ступінь окиснення **+1** (за винятком бінарних сполук з металічними елементами).
5. Оксиген у сполуках має ступінь окиснення **-2** (за винятком сполуки з Флуором OF_2 , гідроген пероксиду H_2O_2 та деяких інших сполук).
6. Величина ступеня окиснення атома у складній речовині здебільшого дорівнює кількості валентних електронів, що взяли участь в утворенні хімічного зв'язку.
7. Алгебраїчна сума ступенів окиснення всіх атомів у сполуці дорівнює **нулю**.
8. У бінарній сполуці позитивний ступінь окиснення має елемент із меншою електронегативністю.
9. Максимальний позитивний ступінь окиснення елемента здебільшого дорівнює номеру групи в періодичній системі, у якій розташований елемент.

КЛАСИФІКАЦІЯ РЕАКЦІЙ ЗА ЗМІНОЮ СТУПЕНІВ ОКИСНЕННЯ АТОМІВ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ ПІД ЧАС ХІМІЧНОЇ РЕАКЦІЇ.

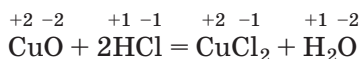
За цією ознакою хімічні реакції класифікують на дві групи:

- ◆ *реакції, що відбуваються без зміни ступенів окиснення елементів;*
- ◆ *окисно-відновні реакції (відбувається зміна ступенів окиснення елементів).*

Щоб встановити тип реакції за цією ознакою, потрібно визначити ступені окиснення всіх хімічних елементів у формулах реагентів і продуктів реакції та порівняти їх.

Приклад 1.

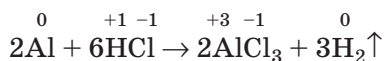
Складемо рівняння хімічної реакції купрум(II) оксиду з хлоридною кислотою, визначимо й напишемо над кожним символом хімічних елементів їхні ступені окиснення.



Порівняємо ступені окиснення однакових хімічних елементів у формулах реагентів і продуктів реакції та дійдемо висновку про відсутність зміни ступенів окиснення елементів у цій реакції. Тобто вона належить до реакцій, що відбуваються без зміни ступеня окиснення.

Приклад 2.

Складемо рівняння хімічної реакції алюмінію з хлоридною кислотою та визначимо ступені окиснення всіх хімічних елементів.



Оскільки Алюміній і Гідроген під час реакції змінили ступені окиснення, робимо висновок про те, що ця реакція належить до окисно-відновних.

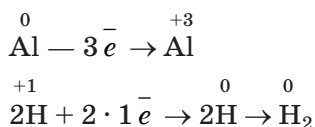
Окисно-відновні реакції — це реакції, які відбуваються зі зміною ступенів окиснення хімічних елементів.

З'ясуємо, як теорія електронної будови атомів пояснює зміну ступенів окиснення хімічних елементів.

ПРОЦЕСИ ОКИСНЕННЯ ТА ВІДНОВЛЕННЯ З ПОГЛЯДУ ЕЛЕКТРОННОЇ БУДОВИ АТОМІВ. Як вам відомо з 8 класу, під час утворення йонного хімічного зв'язку атоми металічних елементів віддають електрони, а неметалічних — приєднують. Унаслідок цього металічний елемент набуває позитивного, а неметалічний — негативного ступеня окиснення. У сполуках з ковалентним полярним зв'язком ступені окиснення хімічних елементів визначають на основі припущення про те, що всі хімічні зв'язки в речовині теж йонні. На основі цього припущення елемент із меншою електронегативністю має позитивний ступінь окиснення, а елемент із більшою електронегативністю — негативний. Тобто зміну ступенів окиснення елементів в окисно-відновних реакціях пояснюють процесами віддачі електронів структурними частинками одних елементів і приєднання їх структурними частинками інших. Ці процеси прийнято відображати записом *електронного балансу*.

Електронний баланс — це запис, у якому зазначено процеси віддачі та приєднання електронів хімічними елементами під час окисно-відновної реакції.

В електронному балансі зазначають символи хімічних елементів, що змінили ступені окиснення, позначають над кожним ступінь його окиснення до та після реакції, а також зазначають кількість приєднаних чи відданих електронів. Запишемо електронний баланс для хімічної реакції алюмінію з хлоридною кислотою.

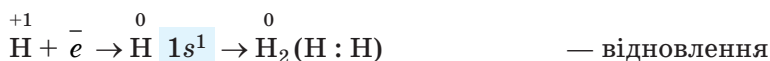
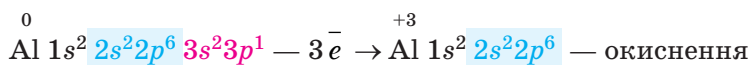


З електронного балансу бачимо, що атом Алюмінію (ступінь окиснення 0) віддав 3 електрони й перетворився на частинку (йон) зі ступенем окиснення +3. Два йони Гідрогену зі ступенем окиснення +1 приєднали по одному електрону кожний (у сумі 2 електрони) і перетворилися на атоми зі ступенем окиснення 0, що утворили молекулу водню.

Зверніть увагу на те, що унаслідок віддачі електронів ступінь окиснення елемента збільшився (порівняйте 0 і +3), а внаслідок приєднання — зменшився (порівняйте +1 і 0).

Процес віддачі електронів прийнято називати **окисненням**, а процес приєднання — **відновленням**. Під час окиснення ступінь окиснення збільшується, а під час відновлення — зменшується.

Щоб з'ясувати, як в окисно-відновній реакції алюмінію з хлоридною кислотою змінювався електронний склад структурних частинок речовин, запишемо їхні електронні формули до та після реакції.



З електронних формул катіона Алюмінію та молекули водню бачимо, що ці структурні частинки мають завершений зовнішній енергетичний рівень (електронний шар).

Як і всі хімічні реакції, окисно-відновні ніяк не позначаються на будові ядра атома, його складові частинки — протони й нейтрони — в окисно-відновних процесах участі не беруть, їх кількість залишається незмінною. Відбувається лише перехід електронів.

Працюйте групами

За поданими схемами визначте, процеси окиснення чи відновлення вони відображають. Для кожної схеми зазначте кількість відданих чи приєднаних електронів.



Стихло про основне



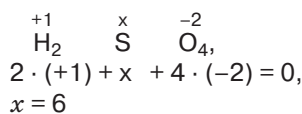
- ✓ За класифікаційною ознакою *зміна ступенів окиснення атомів хімічних елементів* хімічні реакції поділяють на **окисно-відновні** та **реакції, що відбуваються без зміни ступеня окиснення**.
- ✓ Окисно-відновні реакції супроводжуються зміною ступенів окиснення хімічних елементів.
- ✓ За електронною теорією будови атомів зміна ступенів окиснення елементів розглядається як процес переходу електронів від одного елемента (менш електронегативного) до іншого — більш електронегативного.
- ✓ Процес **окиснення** — віддача електронів, процес **відновлення** — приєднання електронів. Ці процеси взаємозв'язані. Їх представляють у вигляді електронного балансу.

Сторінка ерудита



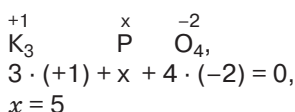
У кислотних залишках оксигеновмісних кислот ступені окиснення визначають для кожного хімічного елемента. Це зробити легко, оскільки відомо, що ступінь окиснення Оксигену у сполуках дорівнює -2 , а Гідроген у сполуках має ступінь окиснення $+1$.

Визначимо ступінь окиснення Сульфуру в сульфатній кислоті.



Отже, ступінь окиснення Сульфуру в сульфатній кислоті дорівнює $+6$.

Аналогічно здійснюють визначення ступенів окиснення елементів у формулах солей оксигеновмісних кислот, наприклад калій ортофосфаті.



Потренуйтеся у застосуванні одержаних знань і визначте ступені окиснення елементів у формулах сульфатної кислоти, натрій нітрату, ортофосфатної кислоти, кальцій карбонату.

Знаємо, розуміємо

1. Сформулюйте визначення ступеня окиснення та окисно-відновних реакцій.
2. Назвіть відомі вам правила визначення ступенів окиснення елементів у речовинах.
3. Який процес називають окисненням, а який — відновленням?
4. Як змінюється ступінь окиснення елемента під час: а) віддачі електронів; б) приєднання електронів?

Застосовуємо

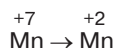
78. Визначте ступені окиснення хімічних елементів у речовинах за формулами: O_2 , ZnO , SO_2 , NH_3 , CH_4 .
79. Складіть рівняння реакції бромідної кислоти з натрієм і натрій оксидом. Яка з реакцій є окисно-відновною?
80. Складіть рівняння реакції магнію з хлором. Запишіть електронний баланс, зазначте процеси окиснення й відновлення.
81. Оберіть назву структурних частинок атома, зміна кількості яких спричинює зміну ступеня окиснення хімічного елемента.

А протони

Б електрони

В нейтрони

82. Зазначте для кожного випадку кількість відданих чи приєднаних електронів. Які зі схем відображають процес окиснення, а які — відновлення?



- 83*. Як пояснити з погляду електронної будови атомів, що у двохатомних молекулах простих речовин ступінь окиснення нульовий?

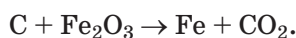


Складання рівнянь окисно-відновних реакцій. Значення окисно-відновних процесів

Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- ◆ складати рівняння найпростіших окисно-відновних реакцій на основі електронного балансу;
- ◆ розрізняти окисники й відновники, окиснення й відновлення;
- ◆ пояснювати роль окисно-відновних процесів у довікллі.

Рівняння окисно-відновних реакцій зручно складати на основі електронного балансу. Наприклад, необхідно скласти рівняння окисно-відновної реакції між вуглецем і ферум(III) оксидом за схемою:

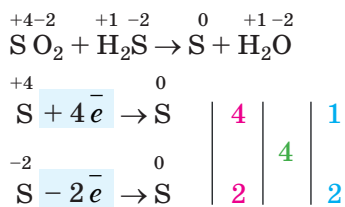


Для цього скористаємося поданим у таблиці 7 алгоритмом.

Алгоритм складання рівняння окисно-відновної реакції

№	Дія	Результат
1	У схемі реакції над формулами реагентів і продуктів реакції позначають ступені окиснення всіх елементів	$\begin{array}{ccccccc} 0 & +3 & -2 & 0 & +4 & -2 & \\ \text{C} + \text{Fe}_2\text{O}_3 & \rightarrow & \text{Fe} & + & \text{CO}_2 & & \end{array}$
2	Визначають елементи, що змінили ступені окиснення	Карбон і Ферум
3	Складають електронний баланс, до якого включають елементи зі зміненими ступенями окиснення. Визначають кількість відданих і приєднаних електронів . Відповідні числа записують праворуч від символів елементів у балансі	$\begin{array}{l} \begin{array}{cccc} 0 & & +4 & \\ \text{C} & - 4 e^- & \rightarrow & \text{C} \end{array} & \left \begin{array}{l} 4 \\ \hline \end{array} \right. & \left \begin{array}{l} \\ \hline 4 \end{array} \right. \\ \\ \begin{array}{cccc} +3 & & 0 & \\ \text{Fe} & + 3 e^- & \rightarrow & \text{Fe} \end{array} & \left \begin{array}{l} \\ \hline 3 \end{array} \right. & \left \begin{array}{l} \\ \hline 3 \end{array} \right. \end{array}$
4	Увага! У ході окисно-відновної реакції кількість відданих і приєднаних електронів однакова. Тому визначають найменше спільне кратне для кількості відданих і приєднаних електронів	Для 4 і 3 найменшим спільним кратним є 12
5	Найменше спільне кратне по черзі ділять на кількість відданих і приєднаних електронів . Одержані частки від ділення записують в електронному балансі після спільного кратного	$\begin{array}{l} \begin{array}{cccc} 0 & & +4 & \\ \text{C} & - 4 e^- & \rightarrow & \text{C} \end{array} & \left \begin{array}{l} 4 \\ \hline 3 \end{array} \right. & \left \begin{array}{l} \\ \hline 12 \\ \hline 3 \end{array} \right. \\ \\ \begin{array}{cccc} +3 & & 0 & \\ \text{Fe} & + 3 e^- & \rightarrow & \text{Fe} \end{array} & \left \begin{array}{l} \\ \hline 3 \end{array} \right. & \left \begin{array}{l} \\ \hline 4 \end{array} \right. \end{array}$
6	Знайдені частки є коефіцієнтами, які записують здебільшого перед формулами продуктів реакції, що містять елемент, який змінив ступінь окиснення	У нашому прикладі — це формули заліза й вуглекислого газу: $\text{C} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow 4\text{Fe} + 3\text{CO}_2$
7	Перетворюють схему на рівняння, дописуючи коефіцієнти в лівій частині рівняння, і стрілку замінюють на знак рівності	$3\text{C} + 2\text{Fe}_2\text{O}_3 = 4\text{Fe} + 3\text{CO}_2$

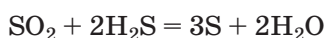
Трапляються й певні винятки. Складемо рівняння окисно-відновної реакції сульфур(IV) оксиду з гідроген сульфідом. Скористаємося запропонованим алгоритмом і складемо електронний баланс.



У поданому прикладі установлені коефіцієнти записують перед формулами реагентів (пригадаймо, що коефіцієнт 1 у рівняннях не записують).



Перетворюємо схему на рівняння реакції.



Частинки, які змінюють ступені окиснення в ході окисно-відновних процесів, називають **відновником** та **окисником**.

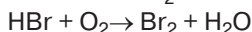
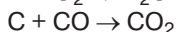
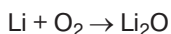
Відновник — це частинка (атом чи йон), що віддає електрони. Ступінь окиснення відновника в ході окисно-відновної реакції завжди збільшується.

Окисник — це частинка (атом чи йон), що приєднує електрони. Ступінь окиснення окисника в ході окисно-відновної реакції завжди зменшується.

Терміни *відновник* та *окисник* поширюють і на речовину, у складі якої перебуває частинка, наділена відновними чи окиснювальними властивостями. Так, *сильними відновниками* є метали, водень, вуглець, карбон(II) оксид. *Сильні окисники* — це кисень, нітратна та концентрована сульфатна кислоти, галогени.

Працюйте групами

1. Для узагальнення матеріалу цього й попереднього параграфів перетворіть схему реакції цинку з хлоридною кислотою на рівняння на основі електронного балансу. Зазначте окисник і відновник, процеси окиснення й відновлення.
2. Проаналізуйте електронні баланси, складені до окисно-відновних реакцій, розглянутих у параграфі, і зазначте процеси окиснення та відновлення.
3. Складіть рівняння окисно-відновних реакцій за схемами.



4. Зазначте у складених рівняннях окисники й відновники, процеси окиснення та відновлення.

ЗНАЧЕННЯ ОКИСНО-ВІДНОВНИХ РЕАКЦІЙ. Окисно-відновні процеси відіграють важливу роль у природі, побуті та промислових виробництвах. Обмін речовин, дихання організмів, горіння, гниття, фотосинтез і багато інших процесів у доквітлі є окисно-відновними реакціями. Виробництво амоніаку, нітратної, сульфатної та хлоридної кислот, добування металів, лугів і багатьох інших речовин здійснюють на основі окисно-відновних реакцій.

Стисло про основне

- ✓ Окисно-відновні реакції — це перебіг двох взаємно протилежних процесів окиснення (віддачі електронів) та відновлення (приєднання електронів).
- ✓ Віддають електрони відновники, приєднують (одержують) — окисники. Унаслідок цього відновники окиснюються, а окисники — відновлюються.
- ✓ Сума відданих під час окисно-відновної реакції електронів дорівнює сумі приєднаних.
- ✓ Складання електронного балансу полегшує добір коефіцієнтів у рівняннях окисно-відновних реакцій.



Лев Володимирович Писаржевський (1874–1938) — відомий український учений-хімік, зробив вагомий внесок у розроблення теорії окисно-відновних процесів. Зокрема, він висунув припущення про перехід електронів від відновників до окисників. Працював професором у Київському політехнічному інституті (нині — Національний технічний університет України «Київський політехнічний інститут»), вищих навчальних закладах Дніпра, стояв біля витоків створення Інституту фізичної хімії НАН України, з 1927 р. був його директором. Нині цей інститут носить ім'я Л. В. Писаржевського.

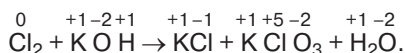


Сторінка ерудита



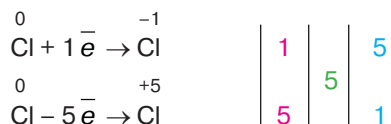
Окисно-відновні реакції різноманітні. У тексті параграфу розглянуто приклади окисно-відновних реакцій, у яких окисниками й відновниками були різні речовини. Але серед окисно-відновних реакцій є й такі, у ході яких й окиснюються, і відновлюються атоми одного й того самого елемента (*приклад 1*). Бувають реакції, у яких частинка-окисник і частинка-відновник утворені різними хімічними елементами, проте входять до складу однієї речовини (*приклад 2*).

Приклад 1. Взаємодія хлору з гарячим розчином лугу:



У ході цієї реакції ступінь окиснення змінив лише Хлор. Причому один атом має після реакції ступінь окиснення -1 , а інший $+5$.

Складемо електронний баланс.



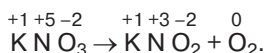
Визначені за допомогою електронного балансу коефіцієнти 1 і 5 запишемо перед формулами продуктів реакції.



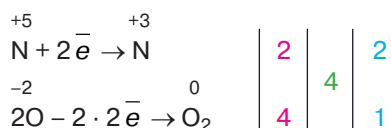
Перетворимо схему реакції на рівняння.



Приклад 2. Добування кисню розкладанням калій нітрату під час нагрівання:



Складемо електронний баланс.



Зверніть увагу! В електронному балансі вказано не один, а два атоми Оксигену. Це тому, що продуктом реакції є речовина молекулярної будови, а для утворення однієї молекули кисню потрібно 2 атоми Оксигену.

Як і в попередньому прикладі, визначені методом електронного балансу коефіцієнти запишемо перед формулами продуктів реакції.



Перетворимо схему реакції на рівняння.



Усі окисно-відновні реакції класифікують на три типи:

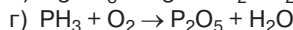
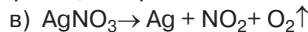
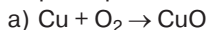
- 1) *міжмолекулярні окисно-відновні реакції* — реакції, що відбуваються між окисником і відновником, що є різними речовинами (до них належать реакції з основного тексту параграфа);
- 2) *диспропорціювання (самоокиснення-самовідновлення)* — реакції, у ході яких й окиснюються, і відновлюються атоми одного хімічного елемента (приклад 1);
- 3) *внутрішньомолекулярні окисно-відновні реакції* — реакції, окисником і відновником у яких є один і той самий реагент (приклад 2).

Знаємо, розуміємо

Сформулюйте визначення окисника та відновника, процесів окиснення й відновлення.

Застосовуємо

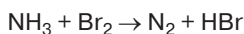
84. Перетворіть схеми окисно-відновних реакцій на рівняння.



До кожного рівняння:

- визначте тип реакції за відомими вам класифікаціями;
- складіть електронний баланс;
- зазначте окисник і відновник, процеси окиснення та відновлення.

85. Складіть рівняння окисно-відновної реакції за схемою.



У цій реакції бром є (I), а загальна кількість електронів, що беруть участь в окисно-відновному процесі, дорівнює (II).

	I	II
А	окисником	1
Б	відновником	3
В	окисником	6
Г	відновником	7

86*. При взаємодії розбавленої нітратної кислоти з міддю утворюються сіль (купрум(II) нітрат), вода та нітроген(II) оксид. Складіть рівняння реакції та спробуйте розставити коефіцієнти шляхом арифметичного добору. За потреби здійсніть добір коефіцієнтів на основі електронного балансу.

87*. У поданих на «Сторінці ерудита» прикладах окисно-відновних реакцій зазначте окисники та відновники, процеси окиснення й відновлення.

§ 21.

Тепловий ефект реакції. Екзотермічні та ендотермічні реакції

Кожна речовина за постійних температури й тиску має певний запас енергії, яку називають внутрішньою енергією. Вона складається з енергії взаємодії структурних частинок речовини (атомів, молекул, йонів тощо), акумульованої в хімічних зв'язках, та енергії всіх видів їхнього руху. Ми не можемо виміряти абсолютну величину внутрішньої енергії, але її зміну в процесі хімічної реакції можемо й обчислити, й виміряти експериментально, а досить часто навіть виявити за допомогою дотику.

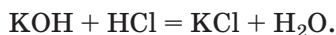
ТЕПЛОВІ ЯВИЩА, ЩО СУПРОВОДЖУЮТЬ ХІМІЧНІ РЕАКЦІЇ.

Ознайомимось на конкретних дослідах з тепловими явищами, що супроводжують хімічні реакції.

Демонстраційний дослід 1.

Реакція нейтралізації.

У прозорій скляній посудині нейтралізуємо калій гідроксид (розчин) хлоридною кислотою. Реакція відбувається дуже швидко й описується таким рівнянням:

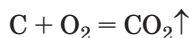


Доторкнувшись долонею до стінки посудини, відчуємо, що вона стала теплою. Отже, реакція супроводжується виділенням теплової енергії. Це можна підтвердити вимірюванням температури в посудинах з лугом та кислотою до реакції та в посудині, де відбувалася взаємодія цих речовин.

Демонстраційний дослід 2.

Горіння вуглецю.

У заповненій киснем колбі спалимо вуглинку, розжарену на повітрі (мал. 25).



Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- ♦ усвідомити суть теплового ефекту хімічних реакцій;
- ♦ класифікувати хімічні реакції за їхнім тепловим ефектом;
- ♦ зрозуміти відмінність між хімічними й термохімічними рівняннями реакцій;
- ♦ розрізнити та наводити приклади екзо- й ендотермічних реакцій;
- ♦ скласти термохімічні рівняння.



Поміркуйте, якими будуть показники останнього вимірювання порівняно з попередніми двома. Чи є різниця між зафіксованими термометром показниками в посудині з лугом та кислотою?



Мал. 25

Горіння вугілля в кисні

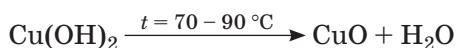
Після припинення горіння наблизимо долоню до посудини й уже на відстані, не торкаючись її, виявимо, що посудина нагрілася. Тобто й ця реакція відбулася зі зміною внутрішньої енергії речовин, наслідком чого стало виділення теплоти в навколишнє середовище. На відміну від першої реакції спостерігалось виділення ще й світлової енергії.

**Демонстраційний
дослід 3.**

Термічне розкладання купрум(II) гідроксиду.

Проведемо термічне розкладання купрум(II) гідроксиду — нерозчинної у воді твердої речовини блакитного кольору (це речовина має блакитний колір, якщо вона щойно осаджена). Пробірку закріпимо в лапці штатива (мал. 26) та почнемо нагрівати. Досить швидко блакитний колір осаду змінюватиметься на чорний, а ближче до отвору пробірки конденсуватиметься водяна пара.

Зміни є результатом розкладу нерозчинної основи купрум(II) гідроксиду на купрум(II) оксид, що має чорний колір, і воду.

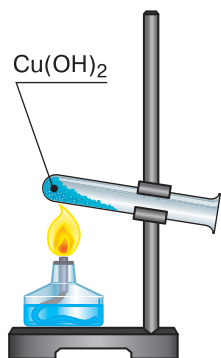


Як бачимо, для цієї реакції знадобилося нагрівання. Самочинно, без надходження теплоти ззовні, купрум(II) гідроксид не розклався б. Цей дослід є прикладом реакцій, що супроводжуються поглинанням теплоти з навколишнього середовища.

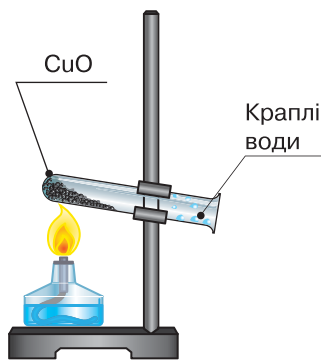
З'ясуємо, чому в одних реакціях теплота виділяється, а в інших — поглинається.

СУТЬ ТЕПЛОВИХ ЯВИЩ, ЩО СУПРОВОДЖУЮТЬ ХІМІЧНІ РЕАКЦІЇ. У ході хімічних реакцій зв'язки між структурними частинками реагентів руйнуються. Цей процес завжди супроводжується поглинанням енергії. Натомість утворення нових зв'язків у продуктах реакції супроводжується виділенням енергії. Розглянуті процеси взаємопов'язані — без першого не відбувається другий. Якщо на руйнування хімічних зв'язків у реагентах енергії витрачається менше, ніж її виділяється під час утворення хімічних зв'язків у продуктах реакції, то її «надлишок» виділяється в навколишнє середовище у вигляді теплової, а іноді й світлової енергії. Це ми спостерігали під час перших двох демонстраційних дослідів.

У деяких реакціях ця різниця істотна, як під час горіння різних видів палива, в інших — незначна, наприклад, у реакціях нейтралізації лугу кислотою.



До реакції



Після реакції

Мал. 26

Розкладання купрум(II) гідроксиду

У разі переважання кількості енергії, що поглинається у процесі руйнування хімічних зв'язків у реагентах, над кількістю енергії, що виділяється під час утворення хімічних зв'язків у продуктах реакції, виникає необхідність у її додатковому надходженні з довкілля. Без цього взаємодія речовин не відбудеться (це підтверджують результати досліду 3).

Під час руйнування хімічних зв'язків у речовинах теплота поглинається, при утворенні хімічних зв'язків — виділяється.

Різниця між кількістю теплоти, витраченої на руйнування хімічних зв'язків у реагентах, і кількістю теплоти, що виділяється під час утворення нових хімічних зв'язків у продуктах хімічної реакції, називається *тепловим ефектом хімічної реакції*. Його позначають ΔH (читається «дельта-аш»).

Тепловий ефект хімічної реакції — це кількість теплоти, що виділяється або поглинається під час хімічної реакції.

Теплота вимірюється в джоулях (Дж). Тож одиницями вимірювання теплового ефекту реакцій є *джоулі*.

КЛАСИФІКАЦІЯ РЕАКЦІЙ ЗА ТЕПЛОВИМ ЕФЕКТОМ ХІМІЧНОЇ РЕАКЦІЇ. Зміна внутрішньої енергії речовин у процесі реакцій є їхньою важливою ознакою, за якою реакції поділяють на *ендотермічні* й *екзотермічні*.

Ендотермічні реакції (від грец. *ендо* — всередині) — це реакції, що відбуваються з поглинанням теплоти.

В описаних демонстраційних дослідах такою реакцією було термічне розкладання купрум(II) гідроксиду. До ендотермічних реакцій належать розкладання при нагріванні інших нерозчинних основ, амфотерних гідроксидів, нерозчинних карбонатів. Доменний процес виробництва чавуну з руд-оксидів ґрунтується на ендотермічних окисно-відновних реакціях.

Екзотермічні реакції (від грец. *екзо* — назовні) — це реакції, що відбуваються з виділенням теплоти.

Екзотермічними реакціями є всі реакції горіння та багато інших.

Тепловий ефект реакції ΔH може набувати додатного або від'ємного значення. Якщо ΔH є додатним числом, це означає, що внутрішня енергія продуктів реакції є більшою порівняно з внутрішньою енергією реагентів. Це можливо лише за умови поглинання теплоти, тобто під час *ендотерміч-*

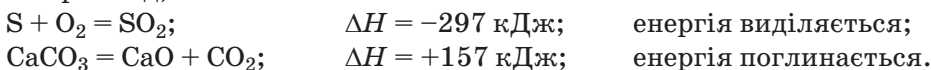
ної реакції. Якщо ж ΔH є від'ємним числом, то навпаки, внутрішня енергія речовин, утворених у результаті реакції, порівняно з внутрішньою енергією реагентів зменшилася. Відтак певна кількість теплоти виділилась у навколишнє середовище, що властиво *екзотермічним реакціям*.

Отже, робимо загальний висновок.

Тепловий ефект хімічної реакції дорівнює різниці між внутрішньою енергією продуктів реакції та внутрішньою енергією реагентів і має додатне числове значення для ендотермічних і від'ємне — для екзотермічних реакцій.

ТЕРМОХІМІЧНЕ РІВНЯННЯ РЕАКЦІЇ. Від хімічного воно відрізняється записом числового значення теплового ефекту хімічної реакції.

Наприклад,



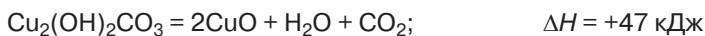
Таким чином тепловий ефект розглядають з позиції збільшення чи зменшення внутрішньої енергії речовин унаслідок реакції.

Попрацюйте зупами

1. Розгляньте й проаналізуйте подані приклади термохімічних реакцій.

Приклад 1. Термічне розкладання малахіту.

Малахіт — це мінерал, склад якого описується хімічною формулою $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$. Аби реакція відбулася, пробірку з речовиною злегка нагрівають. (Явища, які супроводжують цю реакцію, розглянуто в параграфі 18.)



Проаналізувавши термохімічне рівняння, зробіть висновок про зміну внутрішньої енергії продуктів реакції. До яких типів реакцій вона належить?

Приклад 2. Горіння метану в кисні.

Складіть термохімічне рівняння цієї реакції, якщо $\Delta H = -891$ кДж.

Екзотермічною чи ендотермічною є ця реакція?

2. На основі розглянутих прикладів зробіть узагальнення:

- у яких випадках під час хімічних реакцій теплота виділяється в довкілля, а в яких — поглинається;
- про поглинання чи виділення теплоти свідчить знак «+» перед числовим значенням теплового ефекту реакції?

ДЛЯ ЧОГО РОЗРАХОВУЮТЬ ТЕПЛОВИЙ ЕФЕКТ ХІМІЧНОЇ РЕАКЦІЇ. Інформацію про теплові ефекти хімічних реакцій використовують не лише в наукових цілях, а й для правильного та безпечного практичного використання різних хімічних процесів. Зокрема, паливо спалюють у великих кількостях з різною метою — для одержання тепла, перетворення його на електричну енергію, виконання механічної роботи тощо

(мал. 27). Для керування багатьма процесами й забезпечення їх безпечного перебігу здійснюють точні розрахунки на основі теплових ефектів хімічних реакцій.



Мал. 27 Практичне використання екзотермічних реакцій

При проведенні в промислових масштабах ендотермічних реакцій (добування негашеного вапна термічним розкладанням вапняку, відновлення металів з руд тощо) знання теплового ефекту реакцій дає змогу стежити за тим, аби не трапилося небажаного охолодження реакційної суміші й реакція не припинилася, бо це призведе до зниження якості продуктів реакції.

Стисло про основне

- ✓ Усі речовини наділені внутрішньою енергією, що складається з енергії теплового руху й енергії взаємодії частинок речовини.
- ✓ Різниця між внутрішньою енергією продуктів реакції та реагентів називається тепловим ефектом хімічної реакції (позначається ΔH) і вимірюється в джоулях.
- ✓ За тепловим ефектом хімічні реакції класифікують на *екзотермічні* й *ендотермічні*. Екзотермічні реакції супроводжуються виділенням теплоти в навколишнє середовище, ендотермічні — поглинанням теплоти з довкілля.

- ✓ Рівняння реакції, у якому зазначено тепловий ефект, називається *термохімічним рівнянням*. Додатне числове значення теплового ефекту реакції свідчить про збільшення внутрішньої енергії продуктів реакції порівняно з реагентами, від'ємне — про зменшення.



Сторінка ґрудита

За термохімічними рівняннями реакцій можна проводити обчислення теплового ефекту реакції, маси, об'єму, кількості речовини аналогічно до обчислень за хімічними рівняннями. Розглянемо приклади.

Приклад

У промисловості негашене вапно CaO добувають термічним розкладанням вапняку, основною складовою якого є кальцій карбонат CaCO_3 . За термохімічним рівнянням цієї реакції



обчисліть масу одержаного кальцій оксиду, якщо в зовнішнє середовище виділилося 3140 кДж теплової енергії.

Дано	
CaCO_3	
$\Delta H_1 = -3140 \text{ кДж}$	
$\Delta H = -157 \text{ кДж}$	
$m_1 (\text{CaO})$ —?	

Розв'язання

1. Обчислимо кількість речовини кальцій оксиду, що утворюється в разі виділення в навколишнє середовище 3140 кДж теплоти через складання пропорції:

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ моль } (\text{CaO}) & \text{—} & 157 \text{ кДж} \\ x \text{ моль } (\text{CaO}) & \text{—} & 3140 \text{ кДж} \\ x = 3140 \text{ кДж} \cdot 1 \text{ моль} : 157 \text{ кДж} & = & 20 \text{ моль.} \end{array}$$

2. Обчислимо масу кальцій оксиду кількістю речовини 20 моль:

$$\begin{aligned} M (\text{CaO}) &= 56 \text{ г/моль} \\ m (\text{CaO}) &= 56 \text{ г/моль} \cdot 20 \text{ моль} = 1120 \text{ г.} \end{aligned}$$

Відповідь: $m (\text{CaO}) = 1120 \text{ г.}$



Трацюємо з медійними джерелами

Виконайте в групі чи індивідуально один з навчальних проєктів.

- Ендотермічні реакції на службі людині.
- Екзотермічні реакції в життєдіяльності організмів.

Презентуйте та обговоріть результати виконання проєкту з однокласниками на уроці.

Знаємо, розуміємо

1. Дайте визначення теплового ефекту хімічної реакції. Яким чином класифікують реакції за тепловим ефектом?

2. Яку назву мають рівняння хімічних реакцій із зазначеним у них тепловим ефектом?
3. Поясніть, у яких випадках відбувається екзотермічна, а в яких — ендотермічна реакція.
4. Яке з рівнянь описує екзотермічну, а яке — ендотермічну реакції:
 а) $8\text{Al} + 3\text{Fe}_3\text{O}_4 = 9\text{Fe} + 4\text{Al}_2\text{O}_3$; $\Delta H = -3347 \text{ кДж}$;
 б) $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$; $\Delta H = +157 \text{ кДж}$?
5. Яким чином змінюється внутрішня енергія продуктів реакції в ході ендотермічних та екзотермічних процесів?

Застосовуємо

88. За поданими термохімічними рівняннями визначте екзотермічні й ендотермічні реакції:
 а) $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$; $\Delta H = -297 \text{ кДж}$;
 б) $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$; $\Delta H = -566 \text{ кДж}$;
 в) $2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2 + \text{O}_2$; $\Delta H = +286 \text{ кДж}$.
89. У результаті взаємодії водню кількістю речовини 1 моль і хлору кількістю речовини 1 моль утворюється 2 моль гідроген хлориду й виділяється 183,6 кДж теплоти. Складіть термохімічне рівняння цієї реакції.
- 90*. Кінцевими продуктами обміну речовин (білків, жирів, вуглеводів) в організмі людини є вода, вуглекислий газ та деякі інші речовини. Обмін речовин в організмі людини супроводжується також виділенням теплоти. Оцініть значення теплової енергії, що виділяється в ході цих перетворень, для організму людини.



Швидкість хімічної реакції. Залежність швидкості хімічної реакції від різних чинників

ПОНЯТТЯ ШВИДКОСТІ ХІМІЧНОЇ РЕАКЦІЇ. Фізичний зміст *швидкості руху* тіла вам відомий з фізики. Швидкість руху тіла в просторі вимірюється зміною відстані за одиницю часу. А що означає швидкість у хімії?

Перетворення лугу й кислоти на сіль і воду відбувається миттєво. Щоб добути сіль і воду взаємодією купрум(II) оксиду з розбавленою сульфатною кислотою, потрібно кілька хвилин. Срібні й мідні вироби із часом тьмяніють, бо на повітрі відбувається окиснення цих металів киснем, яке за кімнатної температури триває місяцями. Ці та деякі інші приклади хімічних явищ різної тривалості ви знайдете на малюнку 28.

Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- ◆ зрозуміти суть поняття *швидкості хімічної реакції*;
- ◆ характеризувати вплив різних чинників на швидкість хімічної реакції;
- ◆ розвивати вміння проводити хімічний експеримент;
- ◆ прогнозувати зміну швидкості хімічної реакції під впливом певного чинника.



Мал. 28

Різні за тривалістю хімічні явища

Як бачимо, перебіг хімічних явищ характеризується різною тривалістю в часі. І весь цей час кількість речовини реагентів та продуктів реакції змінюється. На початку реакції кількість реагентів найбільша, але під час реакції поступово зменшується та наближається до нуля. Кількість речовини продуктів реакції, навпаки, дорівнює нулю на початку реакції, а в процесі реакції збільшується.

Щоб характеризувати описані зміни кількісно, введено поняття *швидкість хімічної реакції*. Позначається латинською літерою *v* (аналогічно до швидкості у фізиці).

Швидкість хімічної реакції визначають за зміною кількості речовини реагенту, що прореагував, чи кількістю продукту реакції, що утворився, за одиницю часу в певному об'ємі реакційного простору.

Якщо всі реагенти перебувають у розчиненому стані, то об'єм розчину виражають у літрах, кількість речовини — у молях, а час — у секундах.

Наприклад, до реакції вміст одного з реагентів становив 5 моль в 1 л розчину. Це можна записати 5 моль/л (читається «моль на літр»). Через 6 с взаємодії з іншим реагентом його вміст дорівнював 2 моль/л. За цими даними з'ясуємо, яка кількість реагенту з розрахунку на 1 л розчину взаємодіяла упродовж 1 с. Для цього виконаємо такі дії:

1) обчислимо зміну кількості речовини за вказаний проміжок часу в одиниці об'єму — 1 літрі:

$$\Delta v = 5 \text{ моль} - 2 \text{ моль} = 3 \text{ моль};$$

2) обчислимо швидкість реакції, для цього поділимо знайдену зміну кількості речовини в 1 літрі на час перебігу реакції, тобто на 6 секунд:

$$v = 3 \text{ моль/л} : 6 \text{ с} = 0,5 \text{ моль/л} \cdot \text{с}.$$

Одержана частка показує, що в 1 л реакційної суміші щосекунди витрачалося 0,5 моль речовини.

Швидкість хімічної реакції — це зміна концентрації одного з реагентів чи продуктів реакції за одиницю часу при незмінному об'ємі реакційної суміші. Концентрацію прийнято виражати числом молів речовини в 1 л реакційної суміші, а час — у секундах.

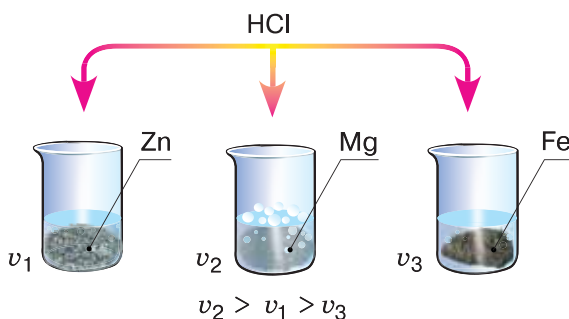
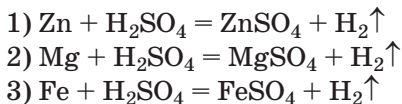
З можливих одиниць вимірювання швидкості хімічної реакції (моль/дм³, моль/см³, моль/л, моль/мл) найуживанішою є моль/л.

ВПЛИВ АКТИВНОСТІ РЕАГЕНТІВ ТА ЇХНЬОЇ КОНЦЕНТРАЦІЇ НА ШВИДКІСТЬ ХІМІЧНОЇ РЕАКЦІЇ. Спершу поспостерігайте за дослідом, який демонструє вчитель.

Демонстраційний дослід.

Залежність швидкості реакції металів із хлоридною кислотою від активності металу та концентрації кислоти.

Дослідним шляхом з'ясуємо, як деякі чинники впливають на швидкість хімічних реакцій. Для проведення досліду у три пробірки помістимо однакову кількість гранул цинку, магнію й заліза приблизно однакового діаметра та долемо по 2 мл хлоридної кислоти (мал. 29). Спостерігатимемо, як у всіх пробірках майже відразу розпочинаються хімічні реакції, про що свідчить спершу поява пухирців газоподібної речовини на поверхні металевих гранул, а потім їх більш інтенсивне виділення.



Мал. 29

Вплив активності металів на швидкість хімічних реакцій з кислотою

Результати спостереження свідчать про те, що реакції відбуваються з неоднаковою швидкістю. Найбільша швидкість у реакції 2, найменша — у реакції 3. Це можна записати як $v_2 > v_1 > v_3$.

Розбавимо вміст кожної пробірки водою вдвічі. Будемо спостерігати зменшення швидкості кожної хімічної реакції. Тобто в усіх пробірках швидкість хімічної реакції зменшилася, проте загальна тенденція

$v_2 > v_1 > v_3$ збереглася. Отже, після зменшення концентрації хлоридної кислоти з найбільшою швидкістю вона взаємодіє з магнієм, а з найменшою — із залізом.

Зменшення концентрації кислоти сповільнює швидкість її взаємодії з металами, але активності металів не змінює.

Працюйте зупами

1. Знайдіть у витискувальному ряді металів ті метали, з якими було проведено дослід. Чи підтверджують результати дослідів місце цих металів у витискувальному ряді?
2. На підставі положення металів у витискувальному ряді спрогнозуйте, який з металів кожної пари за однакових умов буде взаємодіяти з розбавленою сульфатною кислотою з більшою швидкістю: а) свинець і нікель; б) цинк й олово.
3. Виконайте **лабораторний дослід 10** (інструкція з проведення міститься в рубриці «Хімія — це життя: сторінка природодослідника»). З'ясуйте вплив *концентрації речовин і температури* на швидкість хімічної реакції.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Лабораторний дослід 10

Вплив концентрації й температури на швидкість реакції цинку з хлоридною кислотою

Для проведення дослідів знадобляться: гранули цинку, цинкові ошурки (цинк можна замінити залізом), вода, хлоридна кислота, пробірки, штатив для пробірок, нагрівальний прилад.

Завдання 1. Дослідіть вплив концентрації речовини на швидкість хімічної реакції.

У дві пробірки налийте по 1 мл хлоридної кислоти. Одну з порцій розбавте водою вдвічі. У кожну з пробірок (обережно!) помістіть по гранулі цинку та спостерігайте за швидкістю реакцій в обох пробірках. За результатами спостереження зробіть висновок про вплив концентрації хлоридної кислоти на швидкість хімічної реакції.

Завдання 2. Дослідіть вплив температури на швидкість хімічної реакції.

Скористайтеся пробіркою з попереднього дослідів, в якій відбувається взаємодія цинку з розбавленою хлоридною кислотою, та нагрійте її. Як вплинуло нагрівання на перебіг реакції?

Сформулюйте **висновок** про залежність швидкості хімічної реакції від температури.

Складіть рівняння проведених вами хімічних реакцій.

Результати спостережень і сформульовані вами висновки занотуйте в робочих зошитах.

ТЕМПЕРАТУРА ЯК ЧИННИК ВПЛИВУ НА ШВИДКІСТЬ ХІМІЧНОЇ РЕАКЦІЇ. Окрім проведеної реакції цинку з хлоридною кислотою під час нагрівання та за кімнатної температури, про істотний вплив *температури* на швидкість хімічної реакції свідчить взаємодія водню з киснем. Так, за кімнатної температури ця реакція практично не відбувається. За температури +500 °С реакція триває 50 хв, за температури +700 °С — відбувається миттєво і з вибухом.



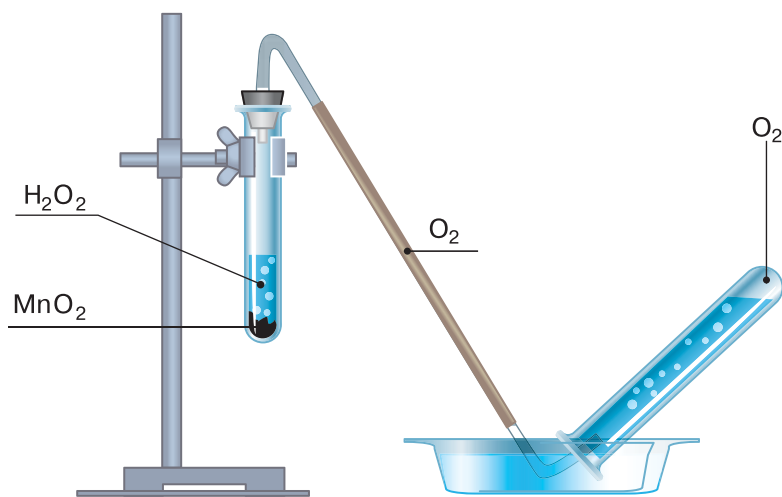
Поясніть, чому температура впливає на швидкість хімічних реакцій.

ВПЛИВ КАТАЛІЗАТОРІВ НА ШВИДКІСТЬ ХІМІЧНОЇ РЕАКЦІЇ. Є ще один чинник збільшення швидкості хімічної реакції, і він вам відомий. Це каталізатори.

Про вплив каталізаторів на хімічні процеси ви довідалися ще в 7 класі під час добування кисню з гідроген пероксиду. Якщо до цієї речовини додати невелику кількість (на кінчику шпателя) манган(IV) оксиду MnO_2 , швидкість реакції зростає в десятки разів (мал. 30).



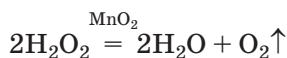
Пригадайте! Каталізаторами називають речовини, що впливають на перебіг хімічних процесів (прискорюють хімічні реакції), але кількісно в них не витрачаються.



Мал. 30

Добування кисню з гідроген пероксиду за участю каталізатора

Формулу каталізатора зазначають у рівнянні реакції над знаком рівності.



До речі, пероксид гідроген розкладається самочинно. На світлі цей процес відбувається швидше. Ось чому лікарський препарат «Перекис водню» (розчин з масовою часткою гідроген пероксиду 3 %) потрібно збе-

рігати у скляному посуді темного кольору в захищеному від сонячних променів місці.

Реакції, що відбуваються за участю каталізаторів, називають каталітичними.

Каталітичну дію на хімічні реакції чинять конкретні речовини. Так, каталізаторами можуть бути прості речовини — платина, залізо, нікель, паладій, родій. Прикладами каталізаторів із числа складних речовин є: алюміній оксид, хром(III) оксид, манган(IV) оксид, ванадій(V) оксид, ферум(III) бромід, алюміній хлорид та інші.

Трапляється, що швидкість однієї хімічної реакції збільшується під впливом кількох каталізаторів. Наприклад, реакція розкладу гідроген пероксиду відбувається швидше не лише за наявності манган(IV) оксиду, а й хром(III) оксиду або ж кобальт(II) оксиду. При використанні каталізатора хром(III) оксиду можна отримати близько 24 мл кисню за 1 хв, манган(IV) оксиду — 288 мл цього газу, а кобальт(II) оксиду — 480 мл.



Порівняйте ці дані та зробіть висновок, з яким каталізатором швидкість реакції є найбільшою.



Стисло про основне

- ✓ Швидкість хімічної реакції — це зміна концентрації реагентів чи продуктів реакції за одиницю часу при незмінному об'ємі гомогенної (однорідної) суміші.
- ✓ Хімічні реакції відбуваються з різною швидкістю.
- ✓ До чинників, що впливають на швидкість хімічних реакцій, належать: *природа (активність) реагентів, концентрація речовин, температура, площа поверхні контакту твердих речовин з іншим реагентом, каталізатори.*
- ✓ Знання про швидкість хімічних реакцій дають змогу керувати перебігом хімічних процесів у промисловості та побуті.

Знаємо, розуміємо

1. Що розуміють під швидкістю хімічної реакції?
2. Які чинники впливають на швидкість хімічної реакції?
3. Наведіть конкретні приклади впливу різних чинників на швидкість хімічної реакції.
4. Застосуйте набуті знання для пояснення необхідності зберігання деяких продуктів харчування в холодильнику чи погребі.

Застосовуємо

91. Зазначте способи збільшення швидкості хімічної реакції, що відбувається між барій карбонатом і хлоридною кислотою.

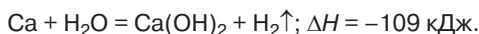
A подрібнити нерозчинний реагент

B зменшити концентрацію кислоти

Б збільшити концентрацію кислоти

Г знизити температуру

92. Запропонуйте якомога більше способів збільшення швидкості хімічної реакції, що відбувається за рівнянням:



93*. У скільки разів збільшиться швидкість деякої реакції, температурний коефіцієнт якої 4, якщо температуру збільшити на 40 °С?

94*. У якому випадку прання білизни пральним порошком відбудеться швидше: у воді кімнатної температури (приблизно 20 °С) чи в підігрійтій до 40 °С? Як зміниться швидкість взаємодії речовин пральної дії з брудом за такого підвищення температури, якщо температурний коефіцієнт становить 2?

Працюємо з медійними джерелами

З різних джерел дізнайтеся більше про наукові досягнення Я.-Х. Вант-Гоффа та з'ясуйте, за яке відкриття він був удостоєний Нобелівської премії.

Сторінка ерудита

У 1884 р. голландський хімік Якоб Хендрик Вант-Гофф вивів математичну залежність швидкості реакції від температури:

при підвищенні температури на кожні 10 °С швидкість реакції збільшується в середньому в 2–4 рази (правило Вант-Гоффа).

Я.-Х. Вант-Гофф був першим ученим, який одержав Нобелівську премію в галузі хімії.

Математично правило Вант-Гоффа передає формула:

$$v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

де v_1 і v_2 — швидкості хімічної реакції за температури t_1 і t_2 ; γ — температурний коефіцієнт, який показує, у скільки разів збільшується швидкість хімічної реакції з підвищенням температури на 10 °С.

Для прикладу обчислимо, у скільки разів збільшиться швидкість хімічної реакції, якщо речовини, що мали температуру 25 °С, нагріти до 55 °С, а температурний коефіцієнт цієї реакції дорівнює 3.

$$v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}; \quad v_{t_2} = v_{t_1} \cdot 3^{\frac{55 - 25}{10}}; \quad v_{t_2} = v_{t_1} \cdot 3^3; \quad 3^3 = 27.$$

Відповідь: швидкість реакції збільшиться у 27 разів.

Якщо ж у цій самій реакції продовжити нагрівання й довести його до 75 °С, то швидкість реакції збільшиться у 243 рази. Тепер вам зрозуміло, чому прати постільну білизну краще в гарячій, а не в холодній воді.



Експериментальне дослідження впливу різних чинників на швидкість хімічних реакцій.

Практична робота 3

Без використання знань про швидкість хімічної реакції та її зміну під впливом різних чинників не може функціонувати жодне хімічне виробництво. Теоретичними обчисленнями й за допомогою експериментів добирають концентрацію розчинів, температуру, площу поверхні контакту твердих речовин, за необхідності — каталізатор. Це потрібно для того, щоб хімічна реакція відбувалася з достатньою швидкістю, самочинно не зупинялась і не протікала занадто швидко, бо коли швидкість реакції занадто висока, може статися вибух. Для зменшення швидкості екзотермічних реакцій відводять зайву кількість теплоти. Наприклад, для збільшення швидкості реакції вводять каталізатор або збільшують площу поверхні контакту реагентів. Ці питання настільки важливі, що ними займається окремий розділ хімії — хімічна кінетика.

Знання про швидкість хімічної реакції корисні й у повсякденному житті людини. Будучи далекими від знань про хімічну кінетику, люди здавна користувалися її закономірностями. Щоб швидше «підходило» тісто, посудину з ним ставили в тепле місце, а щоб довше зберегти молоко свіжим, тримали його в холодному місці чи ставили глечик з молоком у холодну воду. Дюмоткане полотно раніше вибілювали на сонці, періодично змочуючи його водою тощо.

В окремих випадках, навпаки, що повільніше відбуваються реакції, то краще. Це стосується руйнування металів, згіркнення олії, псування м'яса й інших харчових продуктів тощо.



Поміркуйте й наведіть власні приклади управління швидкістю хімічних реакцій у побуті.

Виконання завдань практичної роботи 3 «Вплив різних чинників на швидкість хімічних реакцій» дозволить вам на власноруч виконаних дослідах закріпити знання про швид-

кість хімічних реакцій, вплив різних чинників на неї. Набутими знаннями і вміннями ви зможете скористатись у життєвих ситуаціях.

Практичну роботу краще виконувати малими групами, тому що для розв'язання деяких завдань необхідно одночасно проводити кілька дослідів.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Практична робота 3

Вплив різних чинників на швидкість хімічних реакцій

Завдання 1. Експериментально з'ясуйте вплив каталізаторів на швидкість хімічних реакцій.

Хід виконання

1. Обчисліть, який об'єм розчину гідроген пероксиду (масова частка розчиненої речовини дорівнює 3 %, а густина розчину 1 г/см^3) необхідно використати для добування кисню об'ємом 280 мл (н.у.)

2. Зберіть прилад для добування кисню, як показано на малюнку 30, що на с. 117.

3. Помістіть у прилад розчин гідроген пероксиду об'ємом, який ви обчислили. Додайте до гідроген пероксиду невелику кількість (на кінчику шпателя) манган(IV) оксиду і швидко закрийте суміш речовин пробкою з газовідвідною трубкою. Спостерігайте за змінами в пробірці приладу.

4. Здійсніть хронометраж часу, протягом якого відбувалася реакція. Перевіряйте тліючою скіпкою газ, що виділяється з газовідвідної трубки на наявність кисню.

5. Після того, як з газовідвідної труби почне виділятися кисень, а не повітря, що було у приладі, опустіть її в посудину для збирання кисню. Це може бути плоскодонна колба чи хімічний стакан об'ємом 200–250 мл. Після збирання кисню посудину накрийте кришкою чи пластинкою.

6. У полум'ї спиртівки чи іншого нагрівального приладу розжарте вуглину (можна замінити скіпкою). Спостерігайте за її горінням і кольором полум'я.

7. Внесіть розжарену вуглинку (тліючу скіпку) у посудину з киснем та спостерігайте за їх горінням у кисні й кольором полум'я.

8. З'ясуйте:

- витратився чи залишився каталізатор. Для цього вміст пробірки, у якій відбувалася реакція розкладу гідроген пероксиду, профільтруйте.
- чи змінилася швидкість горіння вуглецю в посудині з киснем, порівняно з його горінням у повітрі? Відповідь обґрунтуйте.

Зробіть **висновки** про те, як каталізатор і концентрація кисню вплинули на швидкість проведених вами реакцій.

Завдання 2. Експериментально з'ясуйте вплив площі поверхні контакту реагентів і температури на швидкість хімічних реакцій.

Хід виконання

1. Зважуванням встановіть масу 2–3 невеликих залізних цвяхів.

2. У дві пробірки помістіть по 2–3 такі цвяхи.

3. Зважте дві порції залізних ошурків масою, що дорівнює масі цвяхів, поміщених вами в перші дві пробірки.

4. Помістіть ошурки в третю та четверту пробірки.

5. Для подальшого виконання завдання відміряйте й помістіть у всі чотири пробірки по 2 мл розбавленого розчину сульфатної кислоти. Розчин кислоти перед виливанням у четверту пробірку розбавте вдвічі водою.

6. Спостерігайте й порівнюйте швидкість реакції заліза з розбавленою сульфатною кислотою в кожній пробірці.

7. Злегка нагрійте вміст першої пробірки. Спостерігайте за зміною швидкості реакції після нагрівання. Усі спостереження фіксуйте в зошиті.

8. Поясніть результати, одержані під час виконання цього завдання.

Зробіть **висновки** про те, чи вдалося вам на дослідах переконатись у впливі чинників (яких саме?) на швидкість реакції заліза з розбавленою сульфатною кислотою.

Завдання 3. Експериментально з'ясуйте вплив активності металів на швидкість їх взаємодії з кислотою.

Хід виконання

1. У дві пробірки помістіть приблизно однакову кількість різних металів, що є в шкільному кабінеті хімії приблизно однакового ступеня подрібнення.

2. Відміряйте й долийте в пробірки з металами по 2 мл розбавленої сульфатної кислоти. Спостерігайте за реакціями в обох пробірках. Який з металів за результатами виконаного вами дослідження реагує з більшою швидкістю? Поясніть результати експерименту.

Сформулюйте **загальний висновок** про те, за допомогою яких чинників можна змінювати швидкість хімічних реакцій.

Хід, результати та висновки оформіть у зошиті для практичних робіт.



Оборотні й необоротні реакції

Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- ♦ поповнити знання про класифікацію хімічних реакцій на оборотні та необоротні;
- ♦ розрізнати оборотні й необоротні реакції;
- ♦ скласти рівняння оборотних і необоротних реакцій

За напрямом перебігу хімічних процесів реакції поділяють на **необоротні** та **оборотні**.

НЕОБОРОТНІ ХІМІЧНІ РЕАКЦІЇ. Під час вивчення хімії в 7 і 8 класах ми розглядали хімічні реакції, що відбуваються лише в напрямі утворення продуктів реакції, наприклад:



Утворений основний оксид — купрум(II) оксид — з водою не реагує. Тож одержати купрум(II) гідроксид взаємодією цього оксиду з водою не можна. Отже, реакція відбувається в одному напрямі.

Розглядаючи взаємодію електролітів у розчині, ми весь час наголошували на односторонньому перебігу хімічних процесів — у бік утворення продуктів реакції.

Реакції, що відбуваються в одному напрямі й закінчуються повним перетворенням реагентів на продукти реакції, називаються **необоротними реакціями**.

Усі реакції йонного обміну, що супроводжуються утворенням осаду, виділенням газу або утворенням малодисоційованої речовини, належать до необоротних реакцій.

Прикладами необоротних реакцій є розкладання нерозчинних основ та амфотерних гідроксидів під час нагрівання, взаємодія металів з кислотами та інші.

ОБОРОТНІ ХІМІЧНІ РЕАКЦІЇ. Серед реакцій є й такі, що не закінчуються повним перетворенням реагентів (або принаймні одного з них) на продукти реакції, тому їх називають *оборотними реакціями*. У них одночасно відбуваються дві протилежно спрямовані взаємодії:

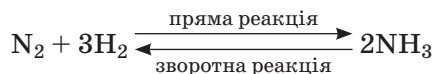
- а) реагенти взаємодіють між собою й утворюють продукти реакції;
- б) утворені продукти реакції вступають у взаємодію між собою, внаслідок чого знову перетворюються на реагенти.

Реакції, у яких одночасно відбувається взаємодія реагентів і взаємодія продуктів реакції, називають *оборотними реакціями*.

В оборотній реакції взаємодія реагентів є *прямою реакцією*, а взаємодія продуктів реакції — *зворотною реакцією*.

У рівняннях оборотних реакцій між лівою та правою частинами замість знака рівності пишуть знак « \rightleftharpoons ». Протилежно спрямовані стрілки позначають дві одночасні взаємодії: одну — між реагентами, другу — між продуктами реакції.

Прикладом оборотної реакції є добування (синтез) амоніаку з азоту та водню.



На початку реакції, коли азоту й водню достатньо, а амоніаку зовсім мало, переважає пряма реакція, під час якої вміст азоту та водню поступово зменшується, а вміст амоніаку збільшується. Накопичення амоніаку активізує зворотну реакцію його розкладу на азот і водень. Зрештою в розглянутому перебігу хімічних процесів настає момент, коли за одиницю часу утворюватиметься стільки ж молекул амоніаку, скільки їх розкладатиметься на азот і водень. Тобто швидкість прямої реакції зрівняється зі швидкістю зворотної й оборотна реакція досягне стану *хімічної рівноваги*.

У замкнутому (ізольованому) просторі за *незмінних умов (температура, тиск, концентрація речовин)* оборотна реакція може залишатись у стані хімічної рівноваги як завгодно довго. При цьому пряма та зворотна реакції ні на мить не припиняються, але видимих змін не спостерігається, тому що швидкість прямої реакції дорівнює швидкості зворотної. Через це хімічну рівновагу називають динамічною рівновагою (тобто рухливою). Проте варто змінити умови, і рівновага порушиться.

ЗНАЧЕННЯ ЗМІЩЕННЯ ХІМІЧНОЇ РІВНОВАГИ ОБОРОТНИХ РЕАКЦІЙ. У хімічній промисловості досить велика кількість оборотних реакцій становить основу виробництва промислово важливих речовин. Сказане стосується виробництва сульфатної кислоти, нітратної кислоти, амоніаку та інших неорганічних речовин, а також органічних (етен, етин, поліетилен, каучук та інші). Перш ніж здійснювати промислове виробництво цих речовин, ученим довелося багато попрацювати над добором умов, що зміщують рівновагу в бік утворення продуктів реакції.

Як досягається зміщення хімічної рівноваги зміною *температури, концентрації реагентів, тиску (для газоподібних речовин)*, ви дізнаєтесь у старшій школі.



Стисло про основне

- ✓ За напрямом перебігу реакції поділяють на необоротні та оборотні.
- ✓ **Необоротні реакції** — це реакції, що відбуваються лише в напрямі утворення продуктів реакції, зворотна взаємодія продуктів реакції в напрямі утворення реагентів відсутня.
- ✓ **Оборотні реакції** — це реакції, що за однакових умов відбуваються одночасно у двох напрямках. У них перетворення реагентів на продукти реакції є *прямою реакцією*, утворення реагентів із продуктів реакції — *звратною*.
- ✓ Прямі і зворотні реакції відбуваються одночасно, проте певний час — з різною швидкістю. Як тільки швидкість обох реакцій зрівняється, настає **хімічна рівновага**.
- ✓ Якщо в замкнутому просторі оборотна реакція перебуває в стані хімічної рівноваги, то швидкість прямої реакції дорівнює швидкості зворотної, і будь-які зміни не спостерігаються.

Знаємо, розуміємо

1. Наведіть класифікацію реакцій за напрямом перебігу хімічних процесів.
2. У чому полягає відмінність між оборотними й необоротними реакціями?
3. Яку взаємодію в оборотній реакції називають прямою реакцією, а яку — зворотною?
4. Де, на вашу думку, можна використати знання про оборотні й необоротні реакції?

Застосовуємо

95. Складіть рівняння необоротної реакції взаємодії натрій гідрогенкарбонату з хлоридною кислотою.
96. Складіть рівняння оборотної реакції за схемою $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightarrow \text{HI}$.
97. Під час горіння магнію в кисні чи в повітрі утворюється магній оксид. Ця речовина навіть за високої температури не перетворюється на магній і кисень. Складіть рівняння цієї реакції. До оборотних чи необоротних реакцій вона належить?
98. Встановіть відповідність між рівнянням і типом реакції.

	Рівняння	Тип реакції
1	$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3; \Delta H = -192 \text{ кДж}$	А необоротна, розкладу
2	$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$	Б оборотна, екзотермічна
3	$\text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{CO} \rightleftharpoons 3\text{Fe} + 4\text{CO}_2; \Delta H = +43,7 \text{ кДж}$	В оборотна, ендотермічна
4	$\text{Al}(\text{OH})_3 = \text{Al}_2\text{OH}_3 + \text{H}_2\text{O}$	Г необоротна, сполучення
		Д необоротна, обміну



Значення хімічних реакцій у природі, промисловості, побуті. Завдання різних рівнів складності з теми «Хімічні реакції»

Завершується вивчення теми «Хімічні реакції». Набуті знання та вміння сприятимуть удосконаленню вашої предметної компетентності в хімії. Зрозумілими для вас стали вплив різних чинників на перебіг хімічних процесів, значення різних хімічних реакцій у природі, промисловості, побуті. Відтепер ви зможете запобігати псуванню продуктів харчування, безпечно проводити хімічний експеримент.

Ті з вас, хто не обмежував пізнання хімічних процесів лише матеріалами підручника, а користувався додатковими інформаційними джерелами, мають змогу поділитися додатковою інформацією з однокласниками і скористатись нею під час групової роботи.

Працюйте групами

1. Розробіть загальну схему класифікації хімічних реакцій за відомими вам класифікаційними ознаками.
Пам'ятайте, що будуть оцінюватися зміст, повнота класифікації, виразність презентації результату групової роботи.
2. Підготуйтеся до ілюстрування кожної позиції у створеній вами схемі конкретними прикладами рівнянь реакцій.
3. Сформулюйте судження про значення хімічних реакцій. Підготуйтеся до повідомлення та обговорення його в класі.
4. Напишіть коротке есе за темою «Навіщо сучасній людині потрібні знання про хімічні реакції?». Зачитайте його однокласникам. Чи збігаються ваші думки?

Ознайомтеся зі змістом поданих пізнавальних завдань. Удома самостійно, у класі індивідуально чи в групі виконайте їх, аби пересвідчитись, наскільки ви компетентні в перебігу хімічних явищ.

1. *Зазначте, до якого типу реакцій належить реакція магній оксиду із сульфатною кислотою.*
А реакції сполучення
Б реакції обміну
В реакції розкладу
Г реакції заміщення

2. Зазначте, до якого типу реакцій належить реакція магнію із цинк хлоридом.

- А** реакції сполучення
Б реакції обміну
В реакції розкладу
Г реакції заміщення

3. Установіть відповідність між типами хімічних реакцій та схемами хімічних рівнянь.

Типи реакцій		Схеми рівнянь	
1	реакції сполучення	А	$\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$
2	реакції розкладу	Б	$\text{BaO} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4$
3	реакції заміщення	В	$\text{NaOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
4	реакції обміну	Г	$\text{Fe} + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$
		Д	$\text{O}_2 \rightarrow \text{O}_3$

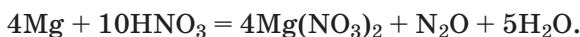
4. Установіть відповідність між екзотермічними й ендотермічними реакціями та прикладами рівнянь реакцій.

Типи реакцій		Термохімічні рівняння	
1	екзотермічні	А	$\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2; \quad \Delta H = -393 \text{ кДж}$
		Б	$\text{C} + \text{H}_2\text{O} = \text{CO} + \text{H}_2; \quad \Delta H = +131,4 \text{ кДж}$
2	ендотермічні	В	$\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}; \quad \Delta H = -802,6 \text{ кДж}$
		Г	$2\text{C} + \text{SiO}_2 + 2\text{H}_2 = \text{SiH}_4 + 2\text{CO}; \quad \Delta H = +20,4 \text{ кДж}$

5. Оберіть, у якому стані подрібнення має бути цинк, щоб швидкість реакції з хлоридною кислотою була найбільшою.

- А** пластинка **В** порошок
Б гранула **Г** пил

6. Зазначте відновник у реакції



- А** Нітроген **В** Магній
Б Гідроген **Г** Оксиген

7. Зазначте окисник у реакції $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3 = 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$.

- А** Нітроген **В** Купрум
Б Гідроген **Г** Оксиген

8. *Оберіть напівсхему окисно-відновної реакції.*



Перетворіть напівсхему обраної реакції на рівняння. Складіть електронний баланс, зазначте процеси окиснення та відновлення.

9. *Зазначте, за якого значення ступеня окиснення Нітроген буде лише відновником.*



10. *Оберіть, за якого значення ступеня окиснення Сульфур буде лише окисником.*



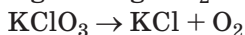
11. *Перетворіть напівсхеми реакцій на рівняння, зазначте серед них окисно-відновну реакцію сполучення.*



12. *Розгляньте схеми окисно-відновних процесів. Зазначте процес відновлення.*



13. *Оберіть ознаки, спільні для поданих схем реакцій.*



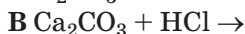
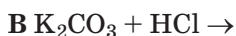
A схеми реакцій сполучення, окисно-відновні

Б схеми реакцій сполучення, без зміни ступеня окиснення

В схеми реакцій розкладу, окисно-відновні

Г схеми реакцій заміщення, окисно-відновні

14. *Зазначте напівсхему оборотної реакції.*



15. *Наведіть по два приклади окисно-відновних реакцій, що відбуваються у природі, промисловості й побуті.*

Тема 3

Поняття про органічні сполуки

Вивчаючи цю тему, ви дізнаєтеся про:

- ♦ окремі представники органічних сполук, їхню різноманітність і деякі особливості будови;
- ♦ кількісний і якісний склад органічних речовин;
- ♦ фізичні та хімічні властивості окремих представників органічних сполук;
- ♦ застосування та поширення в природі, біологічну роль органічних речовин;
- ♦ природні й синтетичні органічні сполуки;
- ♦ значення продукції органічної хімії у промисловості, побуті, охороні здоров'я тощо;
- ♦ стійкі органічні забруднювачі та міжнародну діяльність із захисту довкілля від їхнього негативного впливу.

Після вивчення теми ви зможете:

- ♦ складати молекулярні, структурні та електронні формули найважливіших органічних сполук;
- ♦ моделювати молекули вуглеводнів;
- ♦ складати рівняння реакцій горіння органічних речовин;
- ♦ характеризувати склад, структуру, фізичні властивості найважливіших представників органічних сполук;
- ♦ розрізняти органічні речовини за їхнім складом, характеристичними групами та властивостями;
- ♦ обчислювати об'ємні відношення газів за хімічними рівняннями;
- ♦ розв'язувати експериментальні й розрахункові задачі різних типів, умови яких містять відомості про органічні речовини;
- ♦ виявляти за допомогою якісних реакцій деякі органічні сполуки.

§ 26.

Особливості органічних сполук (порівняно з неорганічними)

Про поділ речовин на *неорганічні* та *органічні* ви дізналися ще в 5 класі на уроках природознавства.

Наведіть приклади відомих вам органічних сполук.

У 8 класі ви з'ясували, що такі сполуки Карбону, як карбон(II) оксид, карбон(IV) оксид, карбонатна кислота та її солі належать до неорганічних сполук, а решта — до органічних.

ОСОБЛИВОСТІ ОРГАНІЧНИХ РЕЧОВИН.

Особливість перша. Порівняно з неорганічними речовинами органічних сполук значно більше, і їхнє відкриття та створення триває. Тож нині органічні речовини — це величезна група сполук (понад 20 млн) з різним складом і властивостями.

Особливість друга. Кожна органічна сполука обов'язково містить атоми Карбону, тоді як поміж неорганічних речовин така особливість не простежується (жоден хімічний елемент не входить до складу всіх неорганічних речовин). Тому розділ хімії, що вивчає органічні речовини, можна назвати не лише *органічною хімією*, а й *хімією сполук Карбону*. У всіх органічних сполуках Карбон чотиривалентний.

Майже всі органічні речовини, окрім атомів Карбону, містять також атоми Гідрогену. Доволі часто до складу органічних речовин входять атоми Оксигену й Нітрогену. Трапляються також органічні речовини з атомами Сульфуру, Фосфору, галогенів та деяких інших хімічних елементів у молекулах.

Неметалічні елементи Карбон, Гідроген, Оксиген, Нітроген дістали назву *елементів-органогенів*.

Робимо висновок про те, що якісний склад молекул органічних речовин менш різноманітний порівняно з якісним складом неорганічних речовин.

Особливість третя стосується хімічних зв'язків. Основним типом хімічного зв'язку в молекулах органічних речовин є ковалентний зв'язок. А серед неорганічних речовин, як вам відомо, йонних сполук більше, ніж сполук з ковалентними зв'язками.

Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- ◆ пригадати класифікацію речовин на органічні й неорганічні;
- ◆ порівнювати органічні й неорганічні речовини;
- ◆ наводити приклади органічних і неорганічних речовин;
- ◆ з'ясувати особливості органічних речовин.

Четвертою особливістю органічних речовин є відсутність поміж них речовин атомної будови, а також простих речовин.

П'ята особливість — це погана розчинність більшості органічних сполук у воді. Більшості з них не властива електролітична дисоціація, тому це переважно неелектроліти. Багато з них розчиняються в органічних розчинниках (ацетоні, бензині тощо).

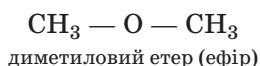
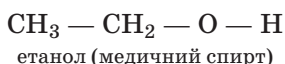
Шостою особливістю органічних речовин є те, що, за деяким винятком, вони горять на повітрі, а горіння, як вам відомо, супроводжується виділенням теплової енергії в довкілля.

Сьома особливість — органічним речовинам властиві невисокі температури плавлення та кипіння.

Восьма особливість — у неорганічній хімії одна молекулярна формула відповідає лише одній речовині, тоді як в органічній хімії досить часто однакову молекулярну формулу, тобто однаковий кількісний і якісний склад, мають різні речовини. Але будова й властивості таких речовин різні.

Явище існування речовин з однаковим кількісним і якісним складом, але різною будовою молекул називають *ізомерією*.

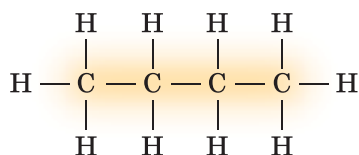
Так, молекулярну формулу C_2H_6O мають дві речовини — етанол, або медичний спирт, — легка рухлива рідина, що кипить за температурою $+78,3\text{ }^\circ\text{C}$, і диметиловий етер — газоподібна речовина з температурою кипіння $-23\text{ }^\circ\text{C}$. Етанол і диметиловий етер — ізомери. Незважаючи на однаковий кількісний і якісний склад молекул, ці речовини мають різну будову. Про це свідчать їхні структурні формули.



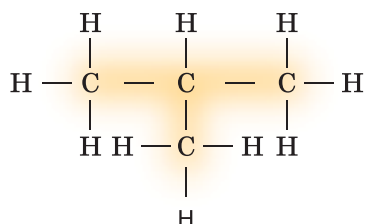
Ізомери є поширеним явищем в органічній хімії. Так, існує 75 різних речовин з молекулярною формулою $C_{10}H_{22}$.

Дев'ята особливість органічних речовин розкриває суть восьмої. Якщо в неорганічних речовин лише зрідка два атоми одного хімічного елемента сполучаються між собою хімічним зв'язком, наприклад, атоми Оксигену в гідроген пероксиді $\text{H} - \text{O} - \text{O} - \text{H}$, то сполучення між собою двох і більше атомів Карбону — характерна ознака органічних речовин. Це основна причина їхньої багатоманітності.

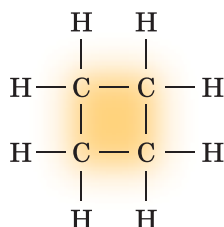
Сполучаючись один з одним, атоми Карбону утворюють карбонові ланцюги *ацикличної* (прямої, розгалуженої) та *цикличної* (замкненої) будови.



n-бутан



ізобутан (2-метилпропан)



циклобутан

Як видно зі структурних формул речовин, між двома сусідніми атомами Карбону утворюється лише по одному хімічному зв'язку. **Зверніть увагу** на те, що при цьому кожен атом Карбону чотиривалентний. У ряді електронегативності елементи Карбон і Гідроген — розташовуються поруч. Тож різниця в електронегативності між ними мінімальна й утворені ковалентні зв'язки слабо полярні.

Десята особливість полягає в тому, що органічні речовини переважають у живій природі, тоді як неорганічні речовини становлять основу неживої природи.

СПІЛЬНІ ОЗНАКИ ОРГАНІЧНИХ І НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК.

Органічні речовини, як і неорганічні, за нормальних умов можуть перебувати в різних агрегатних станах. Наприклад, метан CH_4 — газ, етанова кислота CH_3COOH — рідина, глюкоза $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ — тверда речовина.

Органічні речовини вступають у різні типи відомих вам з неорганічної хімії хімічних реакцій з органічними та неорганічними речовинами: сполучення, заміщення, розкладу, обміну. Поміж цих реакцій можуть бути оборотні й необоротні, екзотермічні й ендотермічні, окисно-відновні, каталітичні.

Перебіг хімічних реакцій органічних речовин також ґрунтується на законі збереження маси речовин, а нові речовини утворюються з атомів тих елементів, які входили до складу реагентів.

Органічні й неорганічні речовини — постійні учасники процесу обміну речовин у живій природі. Пригадайте, що завдяки фотосинтезу з неорганічних речовин (води й вуглекислого газу) утворюється органічна речовина глюкоза та неорганічна — кисень. А органічні речовини, що входять до складу продуктів харчування, в організмі людини й тварин перетворюються на неорганічні речовини.

Фізичні властивості неорганічних та органічних речовин характеризуються тими самими ознаками — густиною, кольором, розчинністю, температурами плавлення й кипіння, агрегатним станом тощо.



Стисло про основне

- ✓ До складу органічних сполук обов'язково входять атоми Карбону. Лише невелика група сполук Карбону (карбон(II) оксид, карбон(IV) оксид, карбонатна кислота, карбонати та гідрогенкарбонати) належать до неорганічних сполук, оскільки мають з ними спільні властивості.
- ✓ Окрім атомів Карбону, до складу органічних речовин найчастіше входять атоми Гідрогену, Оксигену, Нітрогену. Усі вони дістали назву елементів-органогенів.
- ✓ У молекулах органічних речовин атоми Карбону можуть багаторазово сполучатися не лише з атомами інших елементів, а й між собою.
- ✓ Більшість органічних сполук мають молекулярну будову із чітко вираженим ковалентним хімічним зв'язком.



Сторінка ґрудита

З давніх часів людина була обізнана з деякими органічними сполуками, способами їх добування та використання. Це стосується жирів, етанової кислоти, спирту, органічних барвників тощо. Проте лише у XVIII ст. вчені, лікарі, аптекарі почали проводити експерименти за участю органічних речовин. Однак у лабораторних умовах довго не вдавалося добути органічні речовини, що входять до складу тіл живої природи. Тоді з'явилася хибна думка про те, що органічні речовини можуть утворюватися лише в *організмі* рослин, тварин, людини. Нині потужні хімічні заводи продукують сотні тисяч тонн органічних сполук.



Інформаційна сторінка

З накопиченням знань виникає потреба в їхньому поясненні, класифікації, науковому обґрунтуванні у вигляді законів і теорій. Теорією, що узагальнює,

пояснює, описує та прогнозує властивості органічних речовин, стала *теорія хімічної будови*, сформульована в 1861 р. російським ученим Олександром Михайловичем Бутлеровим.

Олександр Михайлович Бутлеров (1828–1886) — видатний учений, творець теорії хімічної будови органічних речовин. Передбачив і пояснив ізомерію багатьох органічних речовин. Уперше добув штучним способом цукристу речовину (1861 р.). З'ясував структуру багатьох етиленових вуглеводнів.

Основні ідеї теорії хімічної будови в 1861 р. виклав у доповіді «Про хімічну будову органічних речовин».

У 1864–1866 рр. світ побачили три видання «Вступу до повного вивчення органічної хімії».

Олександр Михайлович був поборником вищої освіти для жінок, брав участь в організації Вищих жіночих курсів, а в 1878 р. створив хімічні лабораторії для цих курсів.

Почесний член багатьох наукових товариств у різних країнах.



Знаємо, розуміємо

1. Дайте визначення органічних сполук.
2. Назвіть елементи-органогени.
3. Що спільного між органічними й неорганічними речовинами?
4. Зазначену в тексті параграфу десяту особливість органічних речовин підтвердіть власними прикладами.
5. Про біологічну роль яких органічних речовин ви дізналися, вивчаючи біологію? Наведіть конкретні приклади.
6. Схарактеризуйте особливості органічних речовин.

Застосовуємо

- 99*.** Глюкоза та фруктоза мають однакові молекулярні формули $C_6H_{12}O_6$. Масова частка якого хімічного елемента найбільша у складі цих органічних речовин?
- 100*.** Зробіть висновок про причини різноманітності органічних сполук.
- 101.** У переліку речовин: вода, вуглекислий газ, бутан, глюкоза, кисень, метан, етанова кислота ...
- А** органічних і неорганічних речовин порівну
Б переважають неорганічні речовини
В переважають органічні речовини
Г органічні речовини відсутні

Трацюємо з медійними джерелами

- ◆ Зберіть інформацію про вміст органічних речовин в організмі рослини, тварини, людини.
- ◆ Поцікавтеся промисловим виробництвом однієї з органічних речовин. З якою метою її добувають?

§ 27.

Метан, його будова та властивості. Гомологи метану

Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- з'ясувати склад, будову й фізичні властивості метану;
- сформувати уявлення про гомологи та гомологічний ряд алканів;
- схарактеризувати склад, будову й фізичні властивості метану та його гомологів;
- розв'язувати розрахункові задачі раніше вивчених типів на прикладі органічних сполук.

УЯВЛЕННЯ ПРО ВУГЛЕВОДНІ. Здатність атомів Карбону сполучатись один з одним й утворювати карбон-карбонові ланцюги різної довжини зумовила наявність великої групи органічних сполук із загальною назвою *вуглеводні*. Назва походить від раніше вживаних в українській мові назв хімічних елементів: С — вуглець, Н — водень, з атомів яких складаються молекули речовин цієї групи.

Незважаючи на те, що вуглеводні складаються лише з атомів двох хімічних елементів — Карбону й Гідрогену, — це досить різноманітна група речовин (схема 17, подана для ознайомлення).

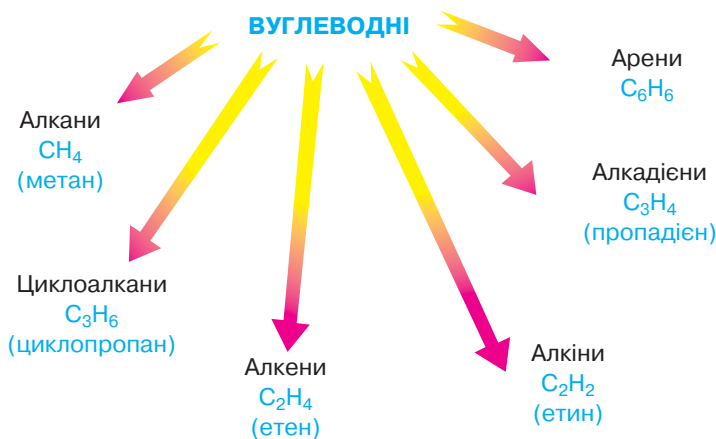


Схема 17

Класифікація вуглеводнів

З деякими вуглеводнями ви ознайомитесь у цій темі, а от детально вивчатимете їх у старшій школі.

МЕТАН ЯК ПРЕДСТАВНИК НАСИЧЕНИХ ВУГЛЕВОДНІВ. Метан CH_4 є першим і найпростішим представником вуглеводнів.

Походження назви *насичені вуглеводні* зумовлено тим, що в цих сполуках валентні електрони Карбону максимально використані для утворення зв'язків з іншими атомами. При цьому між двома сусідніми атомами Карбону є лише один хімічний зв'язок. Він дістав назву *одинарний зв'язок*. Такі сполуки в жодному разі не будуть вступати в реакції приєднання.



Схарактеризуйте якісний і кількісний склад метану.

Молекулярну, структурну й електронну формули метану подано в таблиці 8.

Таблиця 8

Формули метану

Молекулярна	Структурна	Електронна
CH ₄	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \cdot\cdot \\ \text{H} : \text{C} : \text{H} \\ \cdot\cdot \\ \text{H} \end{array}$

Зі структурної та електронної формул видно, що між атомом Карбону й атомами Гідрогену існують одинарні зв'язки.

ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ МЕТАНУ. За фізичними властивостями — це газоподібна речовина без кольору й запаху, майже вдвічі легша від повітря, погано розчинна у воді. За температури 161,5 °С метан переходить у рідкий стан, а за температури 182,5 °С — твердне.

Дехто з вас може засумніватися в тому, що метан не має запаху. Адже користувачі природного газу саме за запахом визначають його витікання, якщо кран на газовій плиті нещільно закритий. Річ у тім, що метан є вибухонебезпечним, а через відсутність запаху вчасно виявити його витікання неможливо. Тому до природного газу додають спеціальні речовини зі стійким запахом. Відчувши його, кожен має розуміти, що в приміщенні є природний газ і в жодному разі до повного провітрювання не запалювати сірника й навіть не вмикати світло, щоб не стався вибух.

ГОМОЛОГИ МЕТАНУ. Наступний представник алканів — це *етан*. Його молекула містить два атоми Карбону й шість атомів Гідрогену, тобто молекулярна формула цієї сполуки C₂H₆. Третій представник алканів — *пропан* C₃H₈. Порівняйте кількісний склад молекул метану, етану й пропану, і ви побачите, що кожна наступна формула відрізняється від попередньої групою атомів -CH₂-.

Починаючи з метану, можна записати ряд формул, у якому кожна наступна формула відрізнятиметься від попередньої на *групу атомів* -CH₂-. Це будуть формули *гомолгів* метану — сполук, які подібні за будовою й властивостями, але з різницею у складі молекул на одну й більше груп атомів -CH₂-.

Гомологічний ряд — це ряд сполук, що мають однотипну будову, виявляють подібні хімічні властивості, але відрізняються за складом молекул на певне число груп атомів -CH₂-. Такі сполуки називають гомологами.

Наявність гомологічних рядів є характерним явищем для органічної хімії. Якої б складної будови не були молекули гомолгів, у всіх без винятку рядах наступна формула відрізняється від попередньої на групу атомів -CH₂-.

Переконаємось у цьому, ознайомившись із таблицею 9.

Таблиця 9

Гомологічний ряд насичених вуглеводнів

Назва	Молекулярна формула	Напівструктурна формула
Метан	CH ₄	CH ₄
Етан	C ₂ H ₆	CH ₃ CH ₃
Пропан	C ₃ H ₈	CH ₃ CH ₂ CH ₃
Бутан	C ₄ H ₁₀	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₃
Пентан	C ₅ H ₁₂	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃
Гексан	C ₆ H ₁₄	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃
Гептан	C ₇ H ₁₆	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃
Октан	C ₈ H ₁₈	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃
Нонан	C ₉ H ₂₀	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃
Декан	C ₁₀ H ₂₂	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃

До таблиці увійшли метан і дев'ять його гомологів. Нині відомо понад 100 гомологів метану. Зазначені в таблиці назви гомологів метану — це назви речовин із прямими нерозгалуженими карбоновими ланцюгами. Такі речовини називають *нормальними* і для уточнення до назви додають префікс *n* — *n*-бутан (читається «ен-бутан»), *n*-гексан тощо.

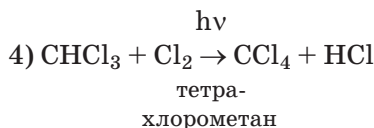
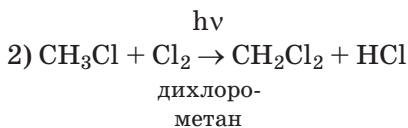
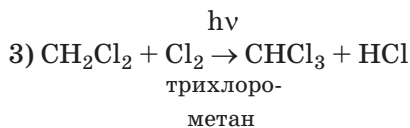
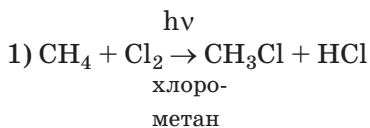
Зверніть увагу на те, що і в самій назві гомологічного ряду, і в назвах окремих його представників наявний суфікс *-ан*. Він є в назвах усіх без винятку насичених вуглеводнів.

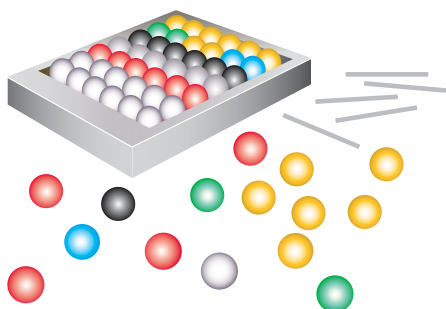
Усі насичені вуглеводні відповідають одній загальній формулі C_nH_{2n+2}, де *n* — кількість атомів Карбону в молекулі речовини.

Знаючи це, ви зможете успішно складати формули будь-якого гомолога, достатньо лише пам'ятати його порядковий номер у гомологічному ряді. Наприклад, октан — восьмий гомолог. Підставляємо в загальну формулу C_nH_{2n+2} замість *n* число 8 й одержуємо формулу C₈H₁₈.

РЕАКЦІЯ ЗАМІЩЕННЯ ДЛЯ МЕТАНУ. Насичені вуглеводні не вступають у реакції приєднання. Їм властиві реакції заміщення.

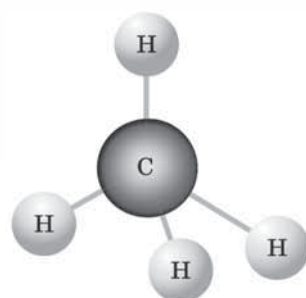
Метан та його гомологи вступають у реакцію заміщення з галогенами. Під час реакції відбувається поступове заміщення атомів Гідрогену атомами галогенів.





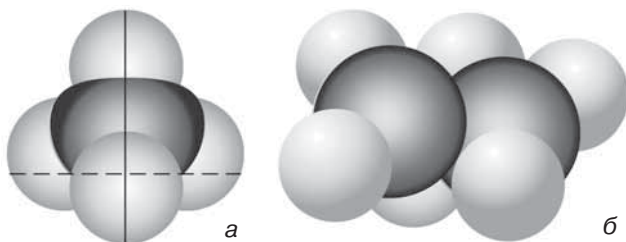
Мал. 31

Набір для моделювання молекул



Мал. 32

Кулестрижнева модель молекули метану



Мал. 33

Масштабні моделі молекул:
а — метану;
б — етану

Назви речовин мають префікси, що у грецькій мові означають два (*ди-*), три (*три-*), чотири (*тетра-*). Як ви зрозуміли, вони вказують на кількість наявних у молекулі продукту реакції атомів Хлору чи іншого галогену.

Для того щоб відбулася ця реакція, суміш газів нагрівають або діють на неї світлом.

Зверніть увагу! Реакція заміщення в органічній хімії відрізняється від реакції заміщення в неорганічній хімії тим, що обидва продукти реакції — складні речовини.

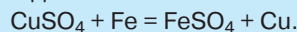
МОДЕЛІ МОЛЕКУЛ ВУГЛЕВОДНІВ. Їх легко і зручно виготовляти, маючи спеціальний набір (мал. 31) різнокольорових пластмасових кульок, що символізують атоми, і пластмасових стрижнів, за допомогою яких кульки з'єднують, показуючи тим самим хімічні зв'язки (для зручності з'єднання в кульках є отвори).

З такого набору виготовлено *кулестрижневу модель* молекули метану (мал. 32).

Кулька чорного кольору моделює атом Карбону, а наявні в ній чотири отвори дають змогу приєднати чотирма пластмасовими стрижнями чотири білі кульки (вони мають один отвір і моделюють атоми Гідрогену). Виготовлена модель передає просторове розміщення атомів у молекулі метану у вигляді *правильного тетраедра*. Цим вона відрізняється від структурної формули.



Пригадайте, що в неорганічній хімії продуктами реакції заміщення є складна й проста речовини, наприклад:



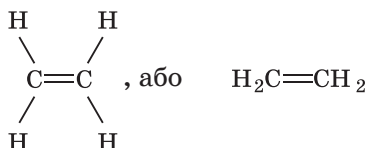
§ 28.

Етен (етилен) й етин (ацетилен) як представники ненасичених вуглеводнів

Окрім насичених вуглеводнів, існують ще й *ненасичені вуглеводні*. Сама назва підказує, що в молекулах цих речовин можливості атомів Карбону щодо сполучення з атомами Гідрогену використані не повною мірою.

Найпростішими їхніми представниками є *етен* (етилен) C_2H_4 й *етин* (ацетилен) C_2H_2 .

ЕТЕН Й ЕТИН, ЇХНІ СТРУКТУРНІ Й ЕЛЕКТРОННІ ФОРМУЛИ. У молекулі етену на кожний атом Карбону припадає по 2 атоми Гідрогену. Складемо структурну формулу етилену, у якій позначимо *подвійний зв'язок* між атомами Карбону, щоб їхня валентність дорівнювала чотирьом.



Щоб з'ясувати просторове розміщення атомів у молекулі етену, вдаємося до моделювання. У кулестрижневій моделі молекули етану знімемо по одній білій кульці (моделюють атоми Гідрогену) від кожної із чорних (моделюють атоми Карбону). Вільні валентності, що з'явилися при цьому, сполучимо між собою ще одним стрижнем (схема 18) й одержимо модель молекули етену.

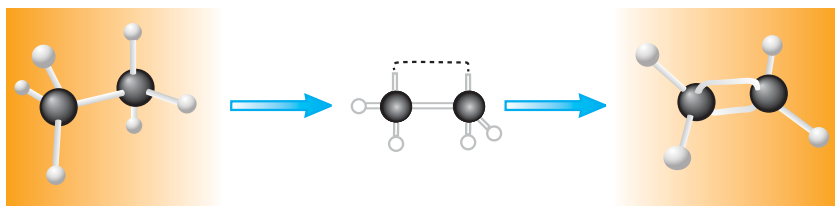


Схема 18 Перетворення моделі молекули етану на модель молекули етену (етилену)

Як видно з моделі, усі шість атомів молекули етену (етилену) розмістилися в одній площині, тоді як в етану просторове розміщення атомів не площинне, а подібно до метану — тетраедричне.

Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- ◆ розрізняти за складом етен й етин;
- ◆ характеризувати склад і фізичні властивості етену й етину;
- ◆ складати молекулярні й структурні формули етену й етину;
- ◆ моделювати молекули насичених і ненасичених вуглеводнів;
- ◆ розв'язувати розрахункові задачі раніше вивчених типів на прикладі етену й етину.

У молекулі етину (ацетилену) на кожний атом Карбону припадає по 1 атому Гідрогену. Відобразимо це в повній та скороченій структурних формулах сполуки, дотримуючись чотиривалентного стану атомів Карбону.



Знову скористаємося моделлю молекули етану, але цього разу знімемо по дві білі кульки від кожного з атомів Карбону, а щоб не порушилась валентність Карбону, з'єднаємо його атоми ще двома стрижнями (схема 19).

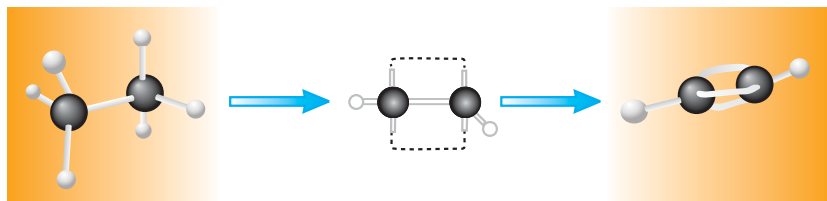


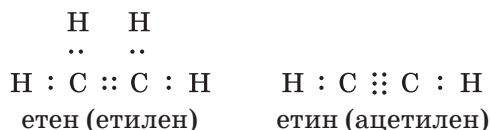
Схема 19 Перетворення моделі молекули етану на модель молекули етину (ацетилену)

Як видно з моделі, усі чотири атоми молекули етину (ацетилену) розташовані на одній лінії, а між атомами Карбону утворився *потрійний* зв'язок.

Моделювання дало змогу з'ясувати, що просторова будова молекули етену — *площинна*, етину — *лінійна*.

Етан, етен та етин, хоча й належать до вуглеводнів, але відрізняються один від одного видами хімічних зв'язків між атомами Карбону. В етану він одинарний, в етену — подвійний, а в етину — потрійний.

Замінімо кожну риску в структурних формулах етену й етину на дві крапки (позначення пари електронів) й дістанемо електронні формули цих сполук.



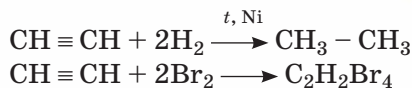
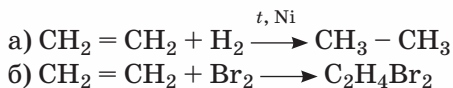
ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ЕТЕНУ (ЕТИЛЕНУ) Й ЕТИНУ (АЦЕТИЛЕНУ). Етен й етин мають подібні фізичні властивості з метаном: за звичайних умов газоподібні, безбарвні, погано

розчиняються у воді. Етен має запах.

РЕАКЦІЇ ПРИЄДНАННЯ ДЛЯ ЕТЕНУ Й ЕТИНУ. Найпоширенішим типом хімічних реакцій, у які вступають етен й етин, є реакції приєднання: а) водню; б) галогенів та деяких інших речовин. Унаслідок усіх цих реакцій утворюються органічні речовини, у молекулах яких між атомами Карбону залишається лише одинарний зв'язок.



Обчисліть, легші чи важчі за повітря етен й етин.



Для проведення реакції з бромом користуються бромною водою (розчином броду у воді), що має жовтувате забарвлення.

За знебарвленням бромної води можна робити висновок про наявність подвійного зв'язку між атомами Карбону в молекулах ненасичених вуглеводнів.

Приєднання відбувається за місцем розриву подвійного або потрійного зв'язку.

Стихло про основне

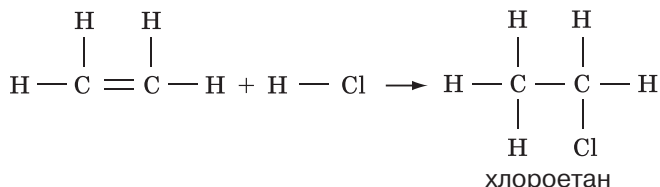
- ✓ Етен C_2H_4 — найпростіший ненасичений вуглеводень з подвійним зв'язком між атомами Карбону в молекулі.
- ✓ Етин C_2H_2 — найпростіший ненасичений вуглеводень з потрійним зв'язком між атомами Карбону в молекулі.
- ✓ Етен та етин є ненасиченими вуглеводнями, тому що в їхніх молекулах не всі валентності Карбону використані на сполучення з атомами Гідрогену.
- ✓ За фізичними властивостями етен й етин — гази за звичайних умов, без кольору, погано розчинні у воді. Етен має запах.

Сторінка ерудита

Окрім розглянутих у параграфі реакцій приєднання існують й інші.

Приклад 1.

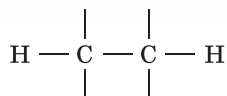
Приєднання гідроден хлориду до етену.



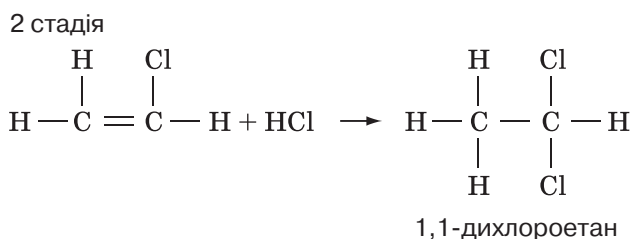
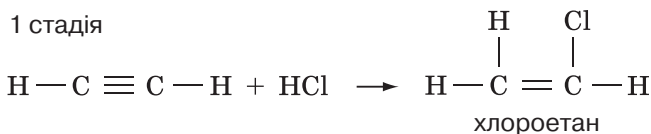
Суфікс -ан у назві утвореної речовини вказує на те, що після реакції між атомами Карбону не залишилося подвійного зв'язку (суфікс -ан властивий назвам насичених вуглеводнів). Замість одного атома Гідрогену до складу молекули продукту реакції увійшов один атом Хлору.

Приклад 2.

Приєднання хлороводню (гідроген хлориду) до ацетилену. Тут, як і в етену, приєднанням передують розрив потрібного зв'язку зі збереженням одинарного, унаслідок чого з'являються чотири вільні валентності.



Приєднання відбувається у дві стадії.



Незважаючи на те, що біля першого атома Карбону вже є один атом Хлору, другий теж приєднується до нього. У старшій школі ви ознайомитеся з правилом такого приєднання атомів галогенів до молекул ненасичених вуглеводнів.

Знаємо, розуміємо

1. Схарактеризуйте фізичні властивості етену й етину.
2. Чому етан належить до насичених вуглеводнів, а етен та етин — до ненасичених?
3. Відомо, що гази можна збирати витісненням повітря чи витісненням води. Як можна збирати етен та етин?
4. Який із зазначених вуглеводнів — етан, етен, етин — має тетраедричну будову молекули, який — площинну, а який — лінійну?

Застосовуємо

109. Обчисліть відносну густину етену за озonom та етину за сульфур(IV) оксидом.
110. Обчисліть, який об'єм за нормальних умов займає етен масою 130 г.
111. Обчисліть масу та об'єм порції етину, що містить $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул цієї речовини (н.у.).
112. Обчисліть масу порції октану, що містить стільки ж молекул, скільки їх є в етені об'ємом 44,8 л (н.у.)
- 113*. Потренуйтеся у складанні електронних і структурних формул ненасичених вуглеводнів, молекулярні формули яких C_3H_6 та C_3H_4 .
114. Обчисліть масу продукту реакції приєднання водню кількістю речовини 2 моль до етену.

§ 29.

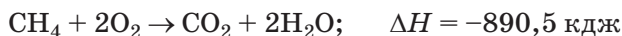
Горіння вуглеводнів

ГОРІННЯ. Як вам відомо, таку назву має складний фізико-хімічний процес, основу якого становить швидка окисно-відновна реакція, що супроводжується інтенсивним виділенням у навколишнє середовище теплової й світлової енергії.

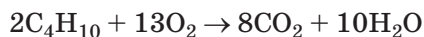
Поширеними є реакції горіння багатьох неорганічних й органічних речовин за участю кисню. Хоча горіння деяких речовин відбувається і в галогенах, парах сірки тощо.

ГОРІННЯ ВУГЛЕВОДНІВ. Усі вуглеводні, незалежно від їхнього агрегатного стану, горять. Розрізняють повне й неповне горіння речовин, у тому числі й вуглеводнів.

Якщо вдома ви користуєтеся газовими плитами із централізованим поданням палива, то одну з реакцій горіння вуглеводнів ви багато разів проводили самі, оскільки природний газ містить понад 80 % метану.



Подібним чином взаємодіють з киснем й інші гомологи метану.



У хімічних рівняннях за участю органічних речовин між лівою і правою частинами прийнято ставити замість знака «=» стрілку «→», напрямлену в бік продуктів реакції. Це роблять для того, щоб уникнути плутанини з подвійним зв'язком.

Етен та етин, подібно до алканів, горять з утворенням вуглекислого газу й води.

Працюйте зупами

1. Складіть рівняння реакцій горіння етену й етину.
2. За рівняннями, складеними в попередньому завданні, визначте, на спалювання якого з вуглеводнів — етену чи етину (кількість речовини 1 моль) — витрачається більше кисню.

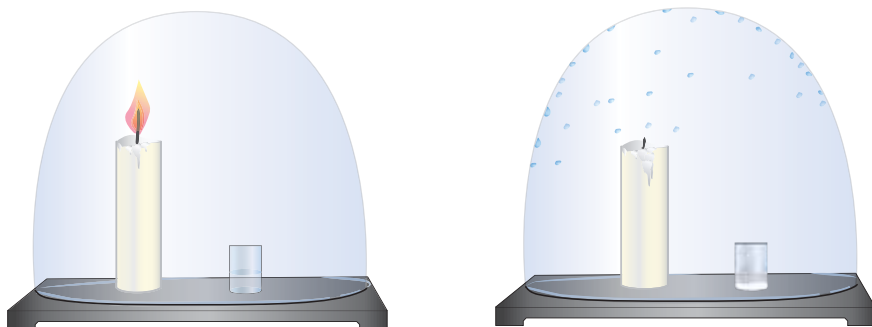
З'ясуємо дослідним шляхом, що продуктами горіння гомологів метану є насправді вода й вуглекислий газ.

Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- ◆ характеризувати горіння органічних речовин на прикладі вивчених вуглеводнів;
- ◆ складати рівняння реакцій горіння метану та його гомологів, етену й етину;
- ◆ проводити обчислення за рівняннями реакцій горіння вуглеводнів.

Демонстраційний дослід.

На підставці розмістимо стакан з вапняною водою та свічку, виготовлену з парафіну — суміші твердих насичених вуглеводнів, до складу молекул яких входить від 18 до 40 атомів Карбону. Запалимо свічку й відразу ж накриємо її скляним ковпаком (можна скористатися 2–3-літровою скляною банкою), який щільно прилягає до підставки. Після того як весь кисень, що був під ковпаком чи в банці, витратиться, свічка згасне. За час проведення досліду вапняна вода помутніє, що є доказом наявності серед продуктів реакції вуглекислого газу, а на стінках посудини з'являться краплі води (мал. 34).



Мал. 34

Горіння парафіну

Горіння — це екзотермічна реакція, що є спільною властивістю всіх вуглеводнів. Вуглекислий газ і вода — продукти повного окиснення вуглеводнів.

Горіння вуглеводнів може бути контрольованим або неконтрольованим. Неконтрольоване згоряння вуглеводнів часто супроводжується вибухом, який є окремим випадком горіння, що протікає миттєво з короткочасним виділенням значної кількості теплоти та світла. Це в будь-якому разі небезпечно. Контрольоване згоряння сумішей вуглеводнів (наприклад, бензину, природного газу) використовують у двигунах внутрішнього згоряння автомобілів, тракторів, мотоциклів та іншої техніки.

Серед вуглеводнів розрізняють *легкозайmistі* й *горючі*. До легкозайmistих належить бензин — суміш рідких алканів із вмістом атомів Карбону в молекулах від 5 до 11 атомів. До горючих вуглеводнів належить мазут із вмістом атомів Карбону в молекулах понад 20 атомів.

Бензин, гас і багато інших вуглеводнів, що горять, неможливо загасити водою. Ці речовини з водою не змішуються й мають доволі високі температури горіння. При використанні легкозайmistих вуглеводнів важливо дотримуватися правил поводження з ними й бути дуже обережними.

РОЗРАХУНКИ ЗА РІВНЯННЯМИ РЕАКЦІЙ ГОРІННЯ ВУГЛЕВОДНІВ. За цими рівняннями можна проводити добре відомі вам з 8 класу обчислення маси, об'єму, кількості речовини.

Оскільки всі реакції горіння вуглеводнів належать до екзотермічних реакцій, то обчислення можна здійснювати й за термохімічними рівняннями.

Працюйте зупини

Розв'яжіть задачі за рівняннями реакцій горіння вуглеводнів.

- Задача 1.** Який об'єм кисню необхідний для повного спалювання пропану об'ємом 44,8 л (н.у.)?
- Задача 2.** Яка маса октану згорає з утворенням води кількістю речовини 36 моль?
- Задача 3.** Який об'єм вуглекислого газу утвориться внаслідок спалювання порції етину, що містить $9,03 \cdot 10^{23}$ молекул цієї речовини?

ГОРІННЯ ВУГЛЕВОДНІВ ТА ЕКОЛОГІЯ. Спалювання вуглеводнів є негативним екологічним чинником з декількох причин. По-перше, на спалювання вуглеводнів (у двигунах машин, тракторів, літаків, у побуті тощо) витрачається багато кисню. На фоні скорочення лісових масивів з'являється певний ризик розвитку в майбутньому нестачі кисню на Землі.

По-друге, під час горіння завжди утворюються побічні речовини — продукти неповного окиснення — серед яких чимало шкідливих для організмів речовин.

По-третє, при горінні досить часто з'являється дим. Його компоненти подразнюють слизові оболонки носа й ротової порожнини, а наявний у ньому чадний газ блокує здатність червоних кров'яних тілець транспортувати кисень.

Стисло про основне

- ✓ Горіння вуглеводнів — це екзотермічні реакції, що супроводжуються виділенням у довкілля теплової та світлової енергії.
- ✓ Продуктами повного окиснення вуглеводнів є вуглекислий газ і вода.
- ✓ Горіння вуглеводнів є цінним джерелом теплової енергії, проте супроводжується виділенням речовин, що негативно впливають на здоров'я людини і стан довкілля.

Знаємо, розуміємо

1. Чим реакції горіння відрізняються від реакцій сполучення чи розкладу?
2. Що є продуктами повного окиснення вуглеводнів?
3. До якого типу хімічних реакцій за тепловим ефектом належать реакції горіння вуглеводнів?
4. Висловте своє судження про реакції горіння вуглеводнів.

Застосовуємо

- 115.** Чи вистачить 11,5 л кисню для повного горіння етину об'ємом 5,6 л (н.у)?
- 116.** Який об'єм етену необхідно спалити (н.у.), щоб утвореного вуглекислого газу вистачило для осадження катіонів Кальцію з кальцій гідроксиду масою 14,8 г?
- 117.** Розташуйте вуглеводні за збільшенням об'єму кисню, необхідного для згорання порції кожної речовини об'ємом 44,8 л (н.у.).
А метан **Б** етен **В** бутан **Г** етин



Працюємо з медійними джерелами

Виконайте навчальний проект на тему «Альтернативні джерела енергії». Доберіть інформацію про те, як можна зменшити екологічні проблеми, спричинені спалюванням вуглеводнів у великій кількості. Постарайтеся створити свій авторський проект. В історії науки відомо багато випадків, коли нереальні, на перший погляд, або навіть фантастичні пропозиції із часом ставали геніальними відкриттями.



Обчислення об'ємних відношень газів за хімічними рівняннями

Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- ◆ поглибити знання про рівняння хімічних реакцій та коефіцієнти в них;
- ◆ обчислювати об'ємні відношення газів за хімічними рівняннями;
- ◆ розв'язувати розрахункові задачі на обчислення об'ємних відношень газів за хімічними рівняннями.

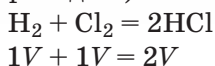
Серед хімічних реакцій багато таких, що відбуваються між газоподібними речовинами або супроводжуються утворенням газоподібних продуктів реакції. Оскільки молярний об'єм газів за однакових умов однаковий, а коефіцієнти в рівняннях реакцій збігаються з кількістю речовин, що реагують без залишку або утворюються під час реакції, то це дає змогу характеризувати об'ємні відношення газоподібних речовин у хімічних реакціях.

ОБ'ЄМНІ ВІДНОШЕННЯ ГАЗІВ У ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЯХ.

Французький учений Жозеф Луї Гей-Люссак виявив, що об'єми газів, які вступають у реакцію та утворюються внаслідок реакції, відносяться між собою, як невеликі цілі числа, які збігаються з коефіцієнтами в рівнянні реакції. У 1808 р. він дослідним шляхом сформулював закон об'ємних відношень газів.

У хімічних реакціях об'єми газоподібних речовин (реагентів та продуктів реакції) відносяться між собою, як невеликі цілі числа (**закон Гей-Люссака**).

Експеримент ученого полягав у тому, що він проводив реакцію між воднем і хлором, беручи однакові об'єми цих газоподібних речовин. Щоразу з одного об'єму водню й одного об'єму хлору він добував два об'єми гідроген хлориду (хлороводню).



Гей-Люссак проводив досліди з іншими газоподібними речовинами, зокрема з воднем та киснем. Завдяки хімічному експерименту як методу дослідження вчений установив, що невеликі цілі числа, якими виражається співвідношення об'ємів газоподібних речовин у хімічних реакціях, збігаються з коефіцієнтами перед їх хімічними формулами в рівнянні реакції.

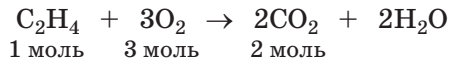
Закон поширюється на реакції, що відбуваються за постійного тиску.

Деяко пізніше (1811 р.) італійський фізик і хімік Амедео Авогадро пояснив експериментально установлені Гей-Люссаком об'ємні відношення газів, а також сформулював новий закон, який увійшов у науку як закон Авогадро.

Розглянемо на прикладі реакції горіння етену, як можна обчислювати об'єми речовин, що беруть участь у реакції та утворюються внаслідок неї, дотримуючись закону об'ємних відношень газів. Спочатку складемо рівняння реакції.



Пригадайте формулювання закону Авогадро.



З рівняння реакції видно, що для повного спалювання 1 моль етену потрібно 3 моль кисню, і що при цьому утворюється 2 моль вуглекислого газу. Зважаючи на коефіцієнти, можна сказати, що для повного спалювання 1 моль, або 22,4 л етену (н.у.), потрібний утричі більший об'єм кисню: $22,4 \text{ л/моль} \cdot 3 \text{ моль} = 67,2 \text{ л}$, і що об'єм утвореного при цьому вуглекислого газу становить $22,4 \text{ л/моль} \cdot 2 \text{ моль} = 44,8 \text{ л}$.

Примітка. За нормальних умов вода перебуває в рідкому, а не газоподібному стані, тому її об'єм за умовою цієї задачі не можна обчислювати за законом Гей-Люссака.

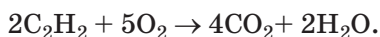
ОБЧИСЛЕННЯ ОБ'ЄМНИХ ВІДНОШЕНЬ ГАЗІВ ЗА ХІМІЧНИМИ РІВНЯННЯМИ. Ознайомимось з прикладами розв'язування розрахункових задач із використанням відношення об'ємів газів у хімічних реакціях.

Приклад 1.

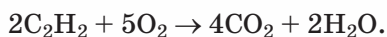
Обчислити об'єм кисню, необхідний для горіння етену об'ємом 500 л, та об'єм утвореного вуглекислого газу. Об'єми газів виміряні за однакових умов.

Розв'язання

Складемо рівняння реакції:



Розглянемо об'ємні відношення газів ацетилену C_2H_2 та кисню O_2 , про які йдеться в умові задачі.



$$2V : 5V$$

або $1V : 2,5V$

Як бачимо, об'єм кисню, який прореагував, у 2,5 раза більший за об'єм ацетилену. Це дає змогу легко знайти відповідь на поставлене в умові задачі запитання:

$$V(O_2) = 2,5 \cdot 500 \text{ л} = 1250 \text{ л}.$$

Примітка. Незалежно від кількості реагентів, використаних для проведення цієї реакції, їхні об'ємні відношення 1 : 2,5. Тобто об'єм кисню завжди буде у 2,5 раза більшим за об'єм етину.

Проаналізувавши об'ємні відношення реагентів і газоподібного продукту реакції карбон(IV) оксиду, встановлюємо, що його об'єм удвічі більший за об'єм етину. Тож унаслідок спалювання етину об'ємом 500 л утвориться $2 \cdot 500 \text{ л} = 1000 \text{ л}$ вуглекислого газу.

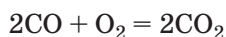
Відповідь: необхідно 1250 л кисню. Утвориться 1000 л вуглекислого газу.

Приклад 2.

Унаслідок спалювання певної порції суміші карбон(II) оксиду та кисню об'єм суміші зменшився на 8 мл. Визначити, який об'єм карбон(II) оксиду прореагував, якщо об'єми газів виміряно за однакових умов.

Розв'язання

Запишемо рівняння реакції та розглянемо об'ємні відношення газів.



$$\underbrace{2V : 1V : 2V}$$

$$3V$$

Вони вказують, що в реакцію вступає 3 об'єми газоподібних реагентів (2 об'єми CO й 1 об'єм O_2), натомість утворюються 2 об'єми газоподібного продукту реакції CO_2 . Тобто внаслідок реакції відбувається зменшення об'єму: $3V - 2V = 1V$. Згідно з умовою задачі зменшення об'єму дорівнює 8 мл. Таким чином, за умовою цієї задачі $1V = 8 \text{ мл}$.

Тепер можемо відповісти на поставлене в умові задачі запитання:

$$V(CO) = 2 \cdot V = 2 \cdot 8 \text{ мл} = 16 \text{ мл}.$$

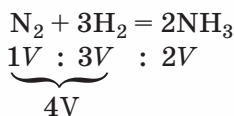
Відповідь: прореагувало 16 мл карбон(II) оксиду.

Приклад 3.

Який об'єм амоніаку утворився, якщо початкова суміш азоту та водню мала об'єм 90 л, а після закінчення реакції залишилося 10 л азоту? Об'єми газів виміряно за однакових умов.

Розв'язання

Напишемо рівняння реакції та розглянемо об'ємні відношення газів.



Відношення об'ємів реагентів вказує на те, що всього в реакцію вступає 4 об'єми речовин. За даними, поданими в умові задачі, обчислимо, скільки це становить літрів. Віднімемо від загального об'єму початкової суміші азоту та водню об'єм азоту, що залишився після закінчення реакції:

$$90 \text{ л} - 10 \text{ л} = 80 \text{ л.}$$

Отже, $4V = 80 \text{ л}$. Тоді $1V = 80 \text{ л} : 4 = 20 \text{ л}$.

За кількісними відношеннями газів у рівнянні реакції обчислюємо об'єм амоніаку:

$$V(\text{NH}_3) = 2V = 2 \cdot 20 \text{ л} = 40 \text{ л.}$$

Відповідь: утворилося 40 л амоніаку.

Приклад 4.

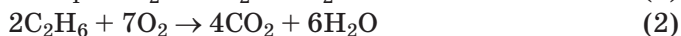
Унаслідок спалювання 20 л суміші метану й етану утворилося 24 л вуглекислого газу. Чому дорівнював об'єм кожного компонента суміші, якщо об'єми газів виміряно за однакових

умов?

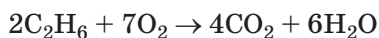
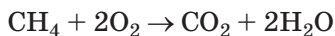
Щоб розв'язати цю задачу, необхідно розглянути відношення об'ємів газів у двох хімічних реакціях.

Розв'язання

Запишемо рівняння реакцій горіння метану та етану.



Запишемо під формулами метану, етану, вуглекислого газу їхні об'єми.



Прийmemo об'єм метану в суміші за x л, тоді об'єм етану дорівнюватиме $(20 - x)$ л.

З рівняння 1 бачимо, що об'єм метану дорівнює об'єму вуглекислого газу. Звідси x л метану, згораючи, утворює x л вуглекислого газу.

З рівняння 2 бачимо, що об'єм утвореного вуглекислого газу вдвічі більший, ніж об'єм етану. Звідси $(20 - x)$ л етану, згораючи, утворює вуглекислий газ об'ємом:

$$2 \cdot (20 - x) = (40 - 2x) \text{ л.}$$

В умові задачі сказано, що загальний об'єм утвореного в обох реакціях вуглекислого газу становить 24 л. Це дає змогу записати та розв'язати таке алгебраїчне рівняння.

$$\begin{aligned}x + (40 - 2x) &= 24 \\x - 2x &= 24 - 40 \\-x &= -16 \\x &= 16 \text{ (л)}\end{aligned}$$

Оскільки через x було позначено об'єм метану, то його об'єм у вихідній суміші становив 16 л. Решта суміші $20 - 16 = 4$ (л) припадає на етан.

Відповідь: 16 л метану, 24 л етану.

На об'ємні відношення газів у хімічному рівнянні вказують коефіцієнти перед їхніми формулами. Знаючи *об'єм* одного газу, за об'ємним відношенням можна відразу встановити *об'єм* іншого.

У хімічній промисловості доволі часто сировиною для виробництва продукції є газоподібні речовини — метан, етен, водень, амоніак, хлор тощо. Оскільки гази зважувати незручно, то вдаються до визначення їхніх об'ємів. При цьому обчислення здійснюють з дотриманням закону об'ємних відношень газів.

Стисло про основне

- ✓ На основі проведених експериментів французький учений Гей-Люссак установив, що в хімічних реакціях об'єми газоподібних речовин (реагентів та продуктів реакції) відносяться між собою, як невеликі цілі числа. У науці це відкриття дістало назву закону Гей-Люссака.
- ✓ Невеликі цілі числа, що вказують на співвідношення об'ємів газоподібних речовин у хімічних реакціях, збігаються з коефіцієнтами в рівнянні реакції.
- ✓ Знання закону об'ємних відношень газів дає змогу здійснювати обчислення об'ємів газоподібних реагентів і продуктів реакції.

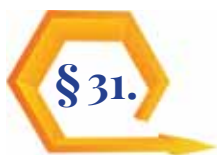
Інформаційна сторінка

Жозеф Луї Гей-Люссак (1778–1850) — французький хімік і фізик. Його наукові праці стосуються різних галузей хімії. Відкрив у 1808 р. закон об'ємних відношень газів, що увійшов у науку як закон Гей-Люссака, першим добув просту речовину йод і побудував (1819 р.) криві залежності розчинності солей у воді від температури. Разом із французьким хіміком М.-Е. Шевреле отримав патент (1825 р.) на виробництво стеаринових свічок, що стало початком нової доби в історії освітлення.



1. Назвіть молярний об'єм будь-якого газу за нормальних умов.
2. На що вказують коефіцієнти перед формулами газоподібних реагентів і продуктів реакції в рівнянні?
3. Сформулюйте закон об'ємних відношень газів.
4. Не виконуючи математичних обчислень, зробіть висновок щодо кількості молекул, які містяться у 22,4 л хлору та 44,8 л гідроген хлориду за однакових умов.

- 118.** У зоні грозового розряду температура сягає понад 2000 °С. За таких умов азот і кисень, що перебувають у складі повітря, взаємодіють між собою з утворенням нітроген(II) оксиду. Напишіть рівняння цієї реакції та обчисліть об'єми азоту й кисню, необхідні для утворення 60 л продукту реакції, якщо об'єми газів виміряно за однакових умов.
- 119.** На згоряння суміші об'ємом 40 л, що складалася з метану й вуглекислого газу, витратили 60 л кисню. Обчисліть вміст вуглекислого газу в початковій суміші, якщо об'єми газів виміряно за однакових умов.
- 120.** Скориставшись поданими в параграфі умовами задач як зразком, складіть умову задачі, розв'язання якої потребує встановлення об'ємних відношень газів.
- 121*.** На згоряння суміші метану з етенем об'ємом 60 л витратили кисень об'ємом 140 л. Обчисліть об'єми метану та етену в суміші, якщо об'єми газів виміряно за однакових умов
- 122*.** Нітроген(II) оксид, що утворюється під час грози (див. завдання 1), доокиснюється до нітроген(IV) оксиду й утворює нітратну та нітритну кислоти (пригадайте, що він є оксидом двох кислот). Так виникає загроза появи кислотних дощів. Відтворіть рівняння перелічених реакцій, розгляньте окисно-відновні процеси в них. Обчисліть об'єм кисню, необхідний для доокиснення нітроген(II) оксиду об'ємом 200 л, якщо всі виміри зроблено за однакових умов.



Поняття про полімери на прикладі поліетилену

Під час хімічних реакцій подвійний зв'язок легко розривається (схема 20).

Унаслідок розриву подвійного зв'язку з'являються дві вільні валентності, за рахунок яких і відбуваються реакції приєднання. Одна із цих реакцій — **реакція полімеризації**. Її назва походить від грецького слова *полімерес* — утворений з багатьох частин.

Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- ♦ характеризувати склад і фізичні властивості поліетилену;
- ♦ розрізняти поліетилен й етен за складом;
- ♦ складати загальну схему полімеризації етену.

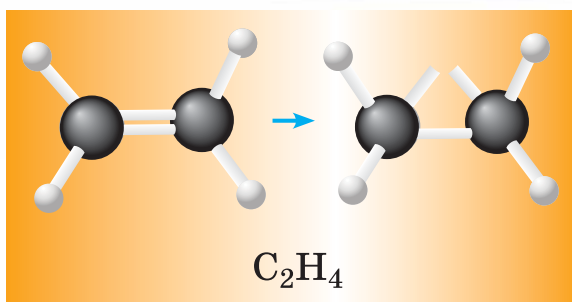


Схема 20

Розрив
подвійного
зв'язку в етені

УЯВЛЕННЯ ПРО РЕАКЦІЮ ПОЛІМЕРИЗАЦІЇ. У чому полягає особливість реакції полімеризації? До цього часу вам були відомі реакції сполучення неорганічних речовин. Але в цих реакціях сполучались кілька формульних одиниць речовин. У реакціях полімеризації приєднуються одна до одної багато молекул з утворенням однієї молекули. Реакція полімеризації відбувається за певних умов (нагрівання, збільшення тиску, наявність каталізатора).

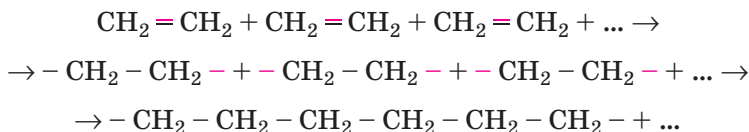


Пригадайте, з якими природними біополімерами ви ознайомилися на уроках біології.

Реакція полімеризації — це реакція сполучення багатьох однакових молекул в одну макромолекулу.

ПОЛІЕТИЛЕН. Продукт реакції полімеризації етену — поліетилен — уперше добули в 30-ті роки ХХ ст. Спочатку реакцію проводили за високого тиску й нагрівання. Згодом німецький учений Карл Вальдемар Ціглер та італійський учений Джуліо Натта розробили метод каталітичної полімеризації етену (етилену) і пропілену. За це їм обом у 1963 р. присуджено Нобелівську премію.

СХЕМА ПОЛІМЕРИЗАЦІЇ ЕТЕНУ. У реакції полімеризації етену сполученню молекул передують розрив наявного між атомами Карбону подвійного зв'язку.



На схемі показано, як кожна молекула етену перетворюється на частинку з двома вільними валентностями. Завдяки їм утворена частинка сполучається з двома такими самим частинками. На цьому приєднання не завершується, бо і в цих частинок залишаються вільні валентності. Процес приєднання продовжується, і в такий спосіб сполучаються від кількох десятків до сотень тисяч молекул етену (етилену). У результаті багаторазового приєднання утворюється нова речовина із загальною назвою **полімер**. У розглянутому прикладі утворений

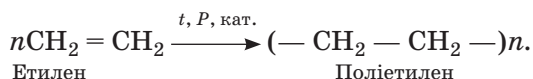
полімер називається *поліетилен*. Вироби з нього вам добре відомі (мал. 35).

Речовина, взята для проведення будь-якої реакції полімеризації, називається *мономером* (з грец. *моно* — один), а частинка, на яку він перетворився і яка багаторазово повторюється у складі полімеру, — *структурною ланкою*. Кількість мономерів дорівнює кількості структурних ланок.

Кількість молекул мономера, що сполучилися між собою та утворили одну макромолекулу полімеру, позначається літерою *n*, вона дістала назву *ступеня полімеризації*.

Записуючи схему реакції полімеризації, структурну ланку беруть у круглі дужки. Число *n*, записане в лівій частині схеми, вказує на кількість молекул мономера, що прореагували, а записане у правій її частині після дужки — на кількість структурних ланок у макромолекулі полімеру.

Схему полімеризації етилену можна записати так:



Як уже зазначалося, в одну полімерну молекулу можуть об'єднатися десятки й навіть сотні тисяч мономерів, тому цю реакцію не записують хімічним рівнянням, а зображають у вигляді схеми на зразок поданої схеми реакції полімеризації поліетилену. Оскільки в процесі полімеризації утворюються макромолекули з різною кількістю структурних ланок, то відносна молекулярна маса полімерів — число приблизне. Так, відносна молекулярна маса поліетилену може становити від 20 000 до 3 000 000. Ця величина визначається кількістю молекул етену, які сполучилися між собою.

ВИЯВЛЕННЯ ВЛАСТИВОСТЕЙ ПОЛІЕТИЛЕНУ. Дослідним шляхом перевіримо деякі властивості поліетилену.

Демонстраційний дослід 1.

Відношення поліетилену до нагрівання. Горіння поліетилену.



Мал. 35

Вироби з поліетилену



Мал. 36

Горіння поліетилену

Шматочок поліетилену внесемо тигельними щипцями в полум'я і спостерігатимемо, як він починає плавитись, а потім горіти світлим блакитним полум'ям (мал. 36).

Отже, поліетилен — легкоплавка й горюча речовина.

Демонстраційний дослід 2.

Відношення поліетилену до розчинів лугів і кислот.

Для цього в одну колбу наллємо розчину натрій гідроксиду та додамо поліетилен, а в другу — хлоридну чи якусь іншу кислоту й теж помістимо поліетилен. Спостереження показують, що поліетилен не взаємодіє ні з лугами, ні з кислотами у водних розчинах.

Проведене дослідження свідчить про низьку хімічну активність поліетилену.

Зверніть увагу на те, що у шкільному хімічному кабінеті луги й кислоти зберігають у скляній або поліетиленовій тарі.

ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ Й ЗАСТОСУВАННЯ ПОЛІЕТИЛЕНУ.

Коротко ознайомимося з фізичними властивостями поліетилену. Це твер-



Мал. 37

Гранули (крихти) поліетилену

да, легша за воду, жирна на дотик речовина, що зовні нагадує парафін. Поліетилен непрозорий (це не стосується виготовлених з нього тонких плівок), нетоксичний, термопластичний, тобто під час нагрівання розм'якшується.

Заводи з виробництва поліетилену випускають його у вигляді гранул (крихти) білуватого кольору (мал. 37).

Через низьку хімічну активність і розглянуті фізичні властивості поліетилен не руйнується під впливом чинників довкілля. Це призводить до накопичення величезної кількості використаних поліетиленових пляшок і пакувальних поліетиленових матеріалів. Люди часто викидають їх не у спеціально відведених місцях, а будь-де (мал. 38), спричинюючи забруднення довкілля.



Мал. 38

Забруднення довкілля виробами з поліетилену

Останнім часом усе більше людей усвідомлюють необхідність раціонального, а за можливості обмеженого використання поліетиленової тари. У великих містах встановлюють окремі контейнери для збору цих виробів з метою подальшої переробки на заводах. Учені працюють над винайденням способів розкладання полімерів за участі мікроорганізмів.

З поліетилену виготовляють найрізноманітніші вироби, у тому числі й кольорові (додають барвники). Поліетилен не проводить електричного струму, тому незамінний у виготовленні ізоляції для електродротів. Поліетилен не гниє й не піддається корозії. Завдяки цим властивостям з поліетилену виготовляють труби, тару для рідин, пакети й багато інших виробів.

Стисло про основне

- ✓ **Полімеризація** — сполучення багатьох молекул ненасиченого вуглеводню в одну макромолекулу.
- ✓ У схемі полімеризації етилену зазначають: мономер, ступінь полімеризації, полімер.
- ✓ Відносна молекулярна маса *полімеру* — число приблизне, оскільки в одну макромолекулу можуть сполучатися від кількох десятків до кількох сотень тисяч молекул мономера.
- ✓ Завдяки фізичним і хімічним властивостям поліетилен став широкоживим матеріалом для трубопроводів і з'єднань до них, медичного обладнання, посуду, пакувального матеріалу, різноманітної тари тощо.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Домашній експеримент

Завдання 1. Поцікавтеся, що у вашій оселі виготовлене з поліетилену. Поміркуйте, які властивості цього полімеру знайшли використання в цих пристроях і предметах.

Завдання 2. Розробіть план експерименту з визначення густини поліетилену. За розробленим планом виконайте дослід. Для цього вам знадобляться: вироби з поліетилену, терези, мірний циліндр, прозорий посуд, вода.

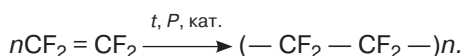
Сформулюйте та запишіть **висновок** про густину поліетилену.

Трацюємо з медійними джерелами

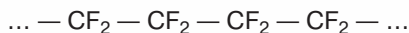
Користуючись різними інформаційними джерелами, у тому числі й мережею Інтернет, розробіть проект на тему «Сьогодення і майбутнє полімерів», висвітливши питання сировинної бази, екологічної безпеки, практичного використання виготовленої з них продукції.

Сторінка ерудита

Сировиною для добування полімеру *політетрафлуороетилену* (тефлону) є газоподібна, без кольору й запаху речовина тетрафлуороетилен (тетрафлуороетен) C_2F_4 . У цій речовині, як і в етилену, між атомами Карбону наявний подвійний зв'язок, але всі атоми Гідрогену заміщені атомами Флуору. Її полімеризація описується рівнянням:



Подібно до етилену, під час полімеризації тетрафлуороетену подвійний зв'язок між атомами Карбону розривається й з'являються вільні одиниці валентності, за рахунок яких вибудовується ланцюг макромолекули політетрафлуороетену.



Відсутність у складі макромолекули утвореного полімеру атомів Гідрогену, наявність чотирьох атомів Флуору додають йому властивостей, відмінних від властивостей поліетилену. Так, на відміну від поліетилену, політетрафлуороетилен витримує нагрівання до 300 °С, негорючий, є однією з найміцніших органічних сполук. Додаванням до цього полімеру наповнювачів — графіту, скловати тощо отримують матеріали з високою механічною міцністю, теплопровідністю й температурою плавлення. Такі властивості полімеру забезпечили його застосування у виробництві тефлонового посуду, підшипників, різних деталей тощо (мал. 39).



Мал. 39 Вироби з тефлону

Знаємо, розуміємо

1. Дайте визначення реакції полімеризації, поясніть, чому для етилену вона характерна, а для етану — ні.
2. Які характерні властивості поліетилену забезпечили його широке використання?

Застосовуємо

123. На підставі матеріалу параграфа зробіть висновок про доцільність використання поліетилену для зберігання хімічно активних речовин, виготовлення посуду, у якому нагрівають або кип'ятять речовини.
- 124*. Обчисліть середню молекулярну масу поліетилену зі ступенем полімеризації 5000.
- 125*. Іноді поліетилен називають високомолекулярним насиченим вуглеводнем. Чим, на вашу думку, зумовлена така назва?

§ 32.

Поширення вуглеводнів у природі. Застосування вуглеводнів

У давні геологічні епохи відбулося утворення вуглеводнів, які нині розвідані в покладах *природного газу, нафти, кам'яного вугілля*. Це досить поширені природні суміші вуглеводнів різної будови та складу, які широко використовуються у промисловому виробництві та побуті.

ПРИРОДНИЙ ГАЗ ЯК СУМІШ ВУГЛЕВОДНІВ. *Природним газом* називають суміші газів, що у стисненому стані перебувають у пористих порід, утворюючи в надрах землі газоносні пласти. Вони розташовані на глибині від 800 м до кількох кілометрів. З них газ добувають через свердловини, самочинно природний газ дуже рідко виходить на поверхню землі.

В Україні розвідані та використовуються родовища природного газу в Карпатському, Дніпровсько-Донецькому та Причорноморсько-Кримському регіонах.

Природний газ на 80–98 % (у різних родовищах різний відсоток) складається з *метану* CH_4 . Решту становлять інші газоподібні насичені вуглеводні: *етан* C_2H_6 , *пропан* C_3H_8 , *бутан* C_4H_{10} .

У природному газі в незначній кількості містяться водень, гідроген сульфід (сірководень), вуглекислий газ, азот, гелій. Як і в усіх сумішах, компоненти природного газу зберігають свої властивості, а тому для їх виділення застосовують фізичні методи.

Природний газ надходить до споживачів очищеним від домішок з газових станцій (мал. 40).

Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- ◆ називати природні джерела вуглеводнів;
- ◆ наводити приклади застосування вуглеводнів;
- ◆ висловлювати судження щодо значення природних джерел вуглеводнів для промисловості й господарства.



Мал. 40

Газові станції

ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ПРИРОДНОГО ГАЗУ. Природний газ — безбарвна суміш, майже вдвічі легша за повітря, погано розчиняється у воді, без запаху.

ВИКОРИСТАННЯ ПРИРОДНОГО ГАЗУ. У використанні природного газу в господарській діяльності людини можна виділити два основні напрями — як *джерело енергії* та як *сировина* для газопереробної промисловості.



Мал. 41

Використання природного газу в автомобільному транспорті

Зважаючи на те, що реакція горіння природного газу екзотермічна й супроводжується виділенням великої кількості теплоти (у середньому 50 кДж від згорання 1 г), його широко використовують як паливо для котелень, житлових приміщень, автомобілів, металургійних та скловарних заводів.

Останнім часом метан і пропан застосовують як економічно вигідне паливо для двигунів автомобілів, альтернативне бензину (мал. 41).

До газових плит багатьох осель також підведено природний газ. В екологічному відношенні природний газ вигідний тим, що під час його згорання утворюється менше шкідливих речовин, ніж від інших видів палива. І все ж його участь у забрудненні довкілля не виключається.

Природний газ є цінною сировиною для виробництва багатьох органічних і неорганічних речовин, наприклад, ацетилену, етену, синтетичного бензину, сажі, водню та багатьох інших речовин.

НАФТА ЯК ПРИРОДНЕ ДЖЕРЕЛО ВУГЛЕВОДНІВ. Поряд з іншими органічними сполуками гомологи метану є складовими нафти. Газоподібні речовини розчиняються в ній під тиском, а під час добування нафти внаслідок падіння тиску легко від неї відокремлюються у вигляді *попутного нафтового газу*. Попутний нафтовий газ містить менше метану (близько 30 %), але більше його гомологів — етану, пропану, бутану.

Нафта — природна олійста суміш рідких вуглеводнів та деяких неорганічних речовин.

Нафту можна вважати природним джерелом рідких вуглеводнів. Як корисна копалина, вона утворює поклади на глибині від десятків метрів до шести й більше кілометрів. На суходолі більшість покладів нафти розта-

шовані на глибині 1–3 км, проте нафтоносні пласти є також і на дні морів та океанів. Нині налагоджено також промислове добування нафти з морських глибин (мал. 42).

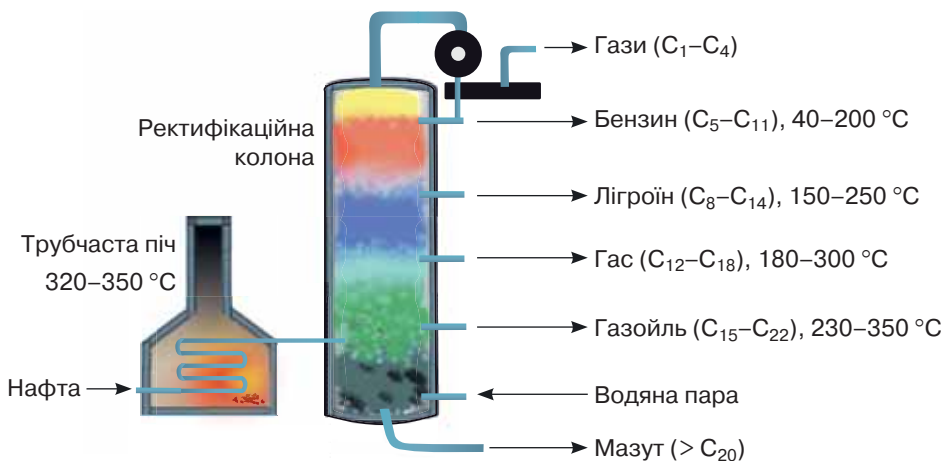
ПЕРЕГОНКА НАФТИ — це один зі способів її переробки. Цей процес ґрунтується на фізичних способах розділення сумішей, тому хімічний склад компонентів нафти не змінюється.

Нафта не має сталої точки кипіння. Це пояснюється різною температурою кипіння окремих її компонентів. Під час нагрівання речовини з нижчою температурою кипіння першими переходять у газоподібний стан, а з вищою — залишаються у рідкому стані. На цьому ґрунтується промисловий спосіб одержання з нафти основних продуктів її перегонки — *бензину, лігроїну, газойлю, мазуту*.

Для здійснення процесу перегонки нафту спочатку нагрівають у спеціальній трубчастій печі до 320–350 °С (мал. 43), і її компоненти, що мають меншу температуру кипіння, переходять у газоподібний стан. Далі суміш спрямовують у ректифікаційну колону, де газоподібні речовини конденсуються, тобто перетворюються в рідину.



Мал. 42 Нафтова вишка в морі




Мал. 43 Схема промислової установки з перегонки нафти

Так найлегші вуглеводні, що містять від 5 до 11 атомів Карбону, піднімаються найвище й утворюють рідку світлу суміш — *бензин*. Це основне пальне для автомобільних двигунів. *Лігроїн* — прозора жовтувата рідина, суміш рідких вуглеводнів із вмістом атомів Карбону C_8 – C_{14} . Її застосовують як пальне в карбюраторних і дизельних двигунах, як розчинник у лакофарбовій промисловості. Вуглеводні, що містять від 12 до 18 атомів карбону, утворюють наступну фракцію — *гас*. Він є паливом для дизель-

них і реактивних двигунів. До винайдення електричного освітлення користувалися газовими лампами, ліхтарями. Також газ використовували як паливо для примусів, на яких готували їжу. Наступна фракція — *газойль*, до якої входять вуглеводні, що містять від 15 до 22 атомів Карбону. Це паливо для дизельних двигунів. І нарешті остання фракція — *мазут* — суміш важких вуглеводнів, які за температури 320–350 °С не досягають точки свого кипіння, а тому стікають у нижню частину ректифікаційної колони. Мазут використовують як сировину для виробництва мастил, котельного палива, вазеліну, гудрону.

КАМ'ЯНЕ ВУГІЛЛЯ. У природі воно утворилося з відмерлих мільйони років тому решток рослин. Ця тверда природна суміш речовин має чорний, іноді темно-сірий колір, блискучу або матову поверхню та густину 1,2 – 1,7 г/см³.



Кам'яне вугілля — природна суміш вуглецю (майже 10 %), органічних сполук складної будови (майже 80 %), вологи та неорганічних домішок.

Україна багата на поклади кам'яного вугілля. Найбільші його запаси розвідані в Донецькому та Львівсько-Волинському кам'яновугільних басейнах. Поклади вугілля в одних місцях виходять на поверхню, в інших — залягають на глибині до 2500 м і більше, мають товщину від кількох сантиметрів до декількох десятків і сотень метрів.

Переробкою кам'яного вугілля одержують сотні різних речовин, серед них — метан та етен. Ці речовини в суміші з іншими газоподібними продуктами переробки вугілля використовують для підтримання температури під час теплової обробки вугілля без доступу повітря (температура сягає 1000 °С), а також піддають хімічній переробці для одержання інших продуктів.

ЗАСТОСУВАННЯ НЕНАСИЧЕНИХ ВУГЛЕВОДНІВ. Ненасичені вуглеводні через свою високу хімічну активність не утворюють природних покладів. Тому їх добувають у великих кількостях з інших речовин для подальшого використання як сировини. У промисловості з етену добувають поліетилен, поліхлорвініл, полістирол, відомі вам під загальною назвою полімери, органічні розчинники, етанову кислоту, синтетичні волокна та багато іншого (схема 21).

Виявлений ще на початку ХХ ст. вплив етену на дозрівання плодів і загалом на період вегетації рослин нині знаходить застосування. Так, щоб прискорити дозрівання помідорів, їх збирають зеленими і тримають у приміщенні за температури +22 — +24 °С, а повітря збагачують етеном. Через 6–7 діб помідори червоніють. Здатність етену спричиняти опадання листків, квітів, плодів теж застосовується практично, зокрема для проріджування зав'язі персиків та винограду у великих садах і виноградниках.

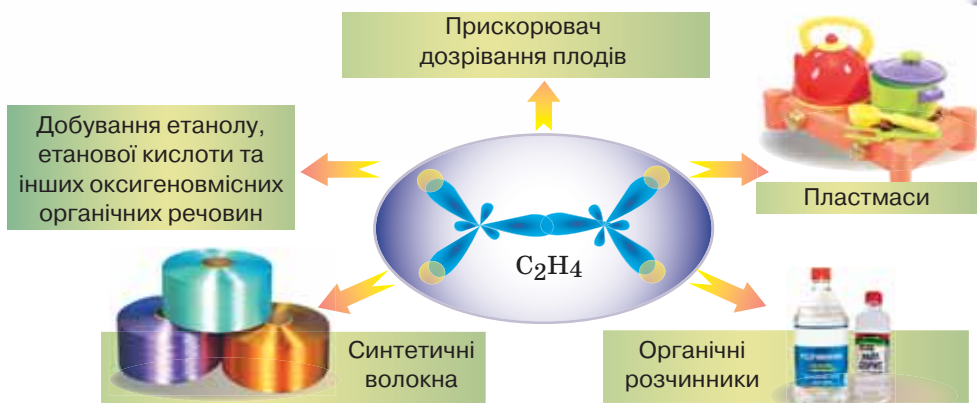


Схема 21 Застосування етену (етилену)

Ацетилен широко використовують для різання та зварювання металів, тому що при його згорянні в кисні температура досягає 3000 °С.



Проводячи різноманітні реакції з ацетиленом та утвореними продуктами, у промисловості одержують каучук (основна складова гуми), пластмаси, розчинники, етанол, синтетичні волокна та багато інших речовин.

Стисло про основне

- ✓ Вуглеводні досить поширені у природі.
- ✓ Природними джерелами вуглеводнів є природний і попутний нафтовий газ, нафта, вугілля.
- ✓ Перегонка нафти — це фізичний процес її розділення на окремі групи речовин: бензин, лігроїн, гас, газойль, мазут.
- ✓ Природні вуглеводні використовують як джерела теплової енергії та цінну хімічну сировину.
- ✓ Обсяги використання природних вуглеводнів як цінної сировини для виробництва найрізноманітніших речовин і матеріалів щорічно збільшуються.

Знаємо, розуміємо

1. Назвіть відомі вам природні джерела вуглеводнів.
2. Назвіть основні продукти перегонки нафти.
3. У чому полягає цінність природних джерел вуглеводнів?
4. Якими природними джерелами вуглеводнів багата Україна?

Застосовуємо

126. Складіть схеми застосування вуглеводнів: а) метану; б) етину.

§ 33.

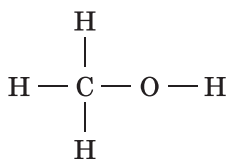
Поняття про спирти на прикладі метанолу, етанолу та гліцеролу

Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

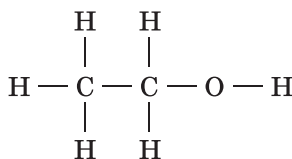
- ♦ характеризувати склад і фізичні властивості етанолу та гліцеролу;
- ♦ розрізнити за складом етанол і гліцерол;
- ♦ складати молекулярні й структурні формули етанолу та гліцеролу;
- ♦ характеризувати горіння етанолу;
- ♦ висловлювати судження про дію алкоголю на організм людини.

Поміж органічних речовин, окрім вуглеводнів, є ще й велика група оксигеновмісних сполук. За назвою легко зрозуміти, що до складу їхніх молекул входять атоми Оксигену. Як і вуглеводні, оксигеновмісні органічні речовини містять у своєму складі Карбон і Гідроген. Метанол CH_4O , етанол $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ і гліцерол $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$ є представниками оксигеновмісних органічних речовин, що мають загальну назву **спирти**. Зверніть увагу на те, що назви обох речовин закінчуються суфіксом **-ол**. Він є обов'язковим у назвах усіх спиртів.

СТРУКТУРНІ ФОРМУЛИ МЕТАНОЛУ Й ЕТАНОЛУ. На відміну від вуглеводнів, у структурних формулах метанолу й етанолу замість одного з атомів Гідрогену до атому Карбону приєднана гідроксильна група OH .



Метанол



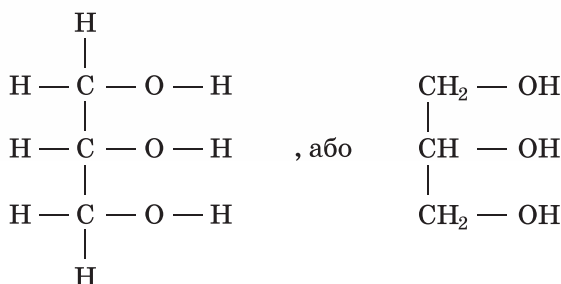
Етанол

ПОНЯТТЯ ПРО СПИРТИ. Щоб підкреслити наявність у молекулах метанолу та етанолу гідроксильної групи, замість молекулярних формул CH_4O і $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ пишуть CH_3OH і $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.

Зверніть увагу на те, що в цій формі запису дві частини. Перша, яка містить на один атом Гідрогену менше, ніж відповідний насичений вуглеводень етан, називається **вуглеводневий замісник**. Другою є гідроксильна група OH . Саме така форма запису відображає наявність у молекулі етанолу гідроксильної групи атомів OH .

Метанол CH_3OH походить від метану CH_4 , у молекулі якого один атом Гідрогену заміщений на гідроксильну групу OH . Відповідно етанол $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ походить від етану C_2H_6 . Отже, гідроксильна група — це характеристична група всіх спиртів.

ГЛІЦЕРОЛ (ГЛІЦЕРИН) І ЙОГО ФОРМУЛА. Є спирти з двома та більше гідроксильними групами в молекулі. Один з них — гліцерол $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$. До складу його молекули входять три гідроксильні групи.



З поданих формул видно, що гідроксильні групи розміщено по одній біля кожного атома Карбону. Щоб підкреслити це, формулу гліцеролу можна написати як $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$.

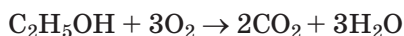
ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ МЕТАНОЛУ Й ЕТАНОЛУ. Метанол — легкокипляча безбарвна рідина (температура кипіння + 64,5 °С) зі специфічним запахом, легший за воду, змішується з нею в будь-яких співвідношеннях. Метанол надзвичайно отруйний! Потрапляння в організм людини навіть кількох мілілітрів цієї речовини призводить до важкого отруєння всього організму, 10–20 мл — до паралічу зорового нерва та невиліковної сліпоти, а 30–50 мл можуть спричинити смерть.

Етанол — легкокипляча безбарвна рідина (температура кипіння +78,4 °С) зі специфічним запахом, легший за воду, змішується з нею в будь-яких відношеннях. Етанол не лише розчиняється у воді, а й сам є розчинником багатьох речовин.

Етанол — легкозаймиста речовина. Переконаємося в цьому дослідним шляхом. Візьмемо ватну кульку діаметром приблизно 3 см, змочимо її водою так, щоб уся кулька була зволожена, але вода з неї не капала, і розмістимо в металевій чашці. Після цього змочимо вату 0,5 мл етанолу та піднесемо запалений сірник. Спирт відразу ж загоряється й горить яскравим блакитним полум'ям (мал. 44).



Мал. 44 Горіння етанолу



Горіння припиняється, як тільки весь спирт повністю окисниться.

Ця реакція, як і всі реакції горіння, екзотермічна. Під час досліду вата не загорілася, бо теплота, що виділялась, витратилася на нагрівання та випаровування води, якою до початку досліду її змочили.

ВИКОРИСТАННЯ ЕТАНОЛУ. Здатність етанолу бути добрим розчинником неорганічних та органічних сполук знаходить практичне застосування у фармацевтичній промисловості, виробництві парфумів, лаків, фарб і розчинників, що використовуються для видалення з тканин фарби й інших забруднювачів.

Етанол — хороший антисептик, тобто знезаражувач. Цим користуються в медицині: коли готуються зробити укол або взяти кров на аналіз,

шкіру протирають ватою, змоченою в етанолі. Її ще деякий час тримають на місці уколу.

Ці та інші приклади застосування етанолу відображено на схемі 22.



Схема 22 Застосування етанолу

ЗГУБНА ДІЯ ЕТАНОЛУ НА ОРГАНІЗМ ЛЮДИНИ. Ця отруйна речовина згубно впливає на організм людини своєю наркотичною дією, тобто викликає залежність, що призводить до захворювання на алкоголізм (у давнину спирти називали *алкоголями*). Етанол руйнує нервову систему, робить організм вразливим до серцево-судинних захворювань, спричинює захворювання органів травлення, порушує пам'ять. Учені встановили, що вживання навіть невеликих доз спиртного утруднює передавання нервових імпульсів, призводить до розладу активного мислення, відмирання клітин мозку. Так, 100 г спожитого пива спричинюють втрату близько 3000 клітин головного мозку.

Спирти викликають зсідання (денатурацію) білкових молекул.

Коли людина вперше виявила етанол, а було це за кілька століть до наших днів у Стародавньому Єгипті, ніхто й гадки не мав, що ця речовина буде «чумою XX століття» і стане найпоширенішим наркотиком XXI століття.

Потяг до спиртних напоїв при частому й надмірному їх вживанні розвивається досить швидко й важко піддається лікуванню. Боротися зі згубною пристрастю до спиртного намагалися в багатьох країнах світу, вводячи суворі заборони на виробництво, продаж та споживання алкогольних напоїв. Та це не давало очікуваних результатів. Надмірне вживання алкогольних напоїв виявилось доволі складною соціальною проблемою, для подолання якої людина особисто мусить прийняти рішення про відмову від їх вживання, виявити силу волі, погодитися на лікування від алкогольної залежності.

Будь-яке захворювання легше попередити, ніж лікувати. Алкоголізм — це важка хвороба, захворювання на яку спричинюють не віруси чи інші збудники, а байдуже ставлення людини до власного здоров'я і благополуччя.

ВЛАСТИВОСТІ ГЛЦЕРОЛУ (ГЛЦЕРИНУ). На прикладі цієї речовини ви маєте змогу переконатися в тому, як зміни в кількісному складі речовин спричинюють якісні зміни їхніх властивостей. Так, гліцерол — це безбарвна, в'язка, сиропоподібна, без запаху, солодка на смак, важча за воду й неотруйна рідина, що має здатність поглинати вологу з повітря та утримувати її. Отже, збільшення кількості гідроксильних груп у молекулі гліцеролу стало причиною появи нових властивостей цієї сполуки.

На демонстраційному досліді переконаємося в одній фізичній та одній хімічній властивостях гліцеролу.

Демонстраційний дослід.

Розчинність гліцеролу у воді.

Скориставшись мірним посудом, відміряємо 5 мл води та переллємо її в хімічний стакан. До води обережно доллємо, попередньо відмірявши, такий самий об'єм гліцеролу (гліцерину). Маючи більшу, ніж у води густину, він «опускається» на дно хімічного стакана. Перемішаємо суміш і побачимо, що гліцерол досить швидко розчинився у воді. Утворився істинний розчин.

З якісною реакцією на гліцерол ви ознайомитесь, виконавши **лабораторний дослід 11**, що описаний у рубриці «Хімія — це життя: сторінка природодослідника».

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Лабораторний дослід 11

Взаємодія гліцеролу з купрум(II) гідроксидом

Завдання 1.

Спочатку добудьте блакитний осад купрум(II) гідроксиду реакцією йонного обміну. Для цього долийте до розчину купрум(II) сульфату розчин натрій гідроксиду. До утвореного драглистого осаду додайте розчин гліцеролу. Перемішайте вміст стакана скляною паличкою. Що спостерігаєте?

Проведена вами реакція є якісною реакцією на багатоатомні спирти. До неї ми ще повернемося, ознайомлюючись із глюкозою.

ЗАСТОСУВАННЯ ГЛЦЕРОЛУ. Здатність гліцеролу поглинати вологу використовується в парфумерії для приготування мазей, зволожувальних кремів, при виготовленні мила тощо. Пом'якшення пряжі й шкіри у промислових масштабах теж здійснюють з використанням гліцеролу. А ще з нього добувають нітрогліцерол (нітрогліцерин) — речовину, що вибухає навіть при легкому натискуванні. Цю дуже вибухонебезпечну речовину використовують для виготовлення вибухівки, яка має назву

динаміт і є незамінною при прокладанні тунелів, доріг у горах. Пігулки з вмістом нітрогліцерину чи спиртовий розчин цієї речовини використовують як ліки для людей із серцевими захворюваннями.



Стисло про основне

- ✓ Прикладом оксигеновмісних органічних сполук є спирти. Спирти можна розглядати як похідні вуглеводнів, у молекулах яких один або кілька атомів Гідрогену заміщені одновалентною гідроксильною групою OH.
- ✓ Гідроксильна група OH є обов'язковою у складі молекул спиртів.
- ✓ Метанол CH_3OH і етанол $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ — представники одноатомних насичених спиртів.
- ✓ Гліцерол, або гліцерин $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$, — представник багатоатомних спиртів, у його молекулі вуглеводневий радикал насиченого вуглеводню пропану сполучений із трьома гідроксильними групами, що містяться біля різних атомів Карбону.
- ✓ Етанол — дуже отруйний для організму людини в разі внутрішнього вживання.

Знаємо, розуміємо

1. Схарактеризуйте кількісний і якісний склад етанолу та гліцеролу.
2. Схарактеризуйте фізичні властивості: а) етанолу; б) гліцеролу.
3. Назвіть властивості етанолу і гліцеролу, які зумовлюють їхнє використання.
4. За допомогою якої якісної реакції можна виявити гліцерол?
5. Чим небезпечне вживання напоїв, що містять етанол?

Застосовуємо

127. Оцініть згубну дію алкоголю на здоров'я.
128. Запишіть молекулярні, електронні та структурні формули метанолу, етанолу, гліцеролу. Обчисліть, у якій із цих сполук масова частка Оксигену найбільша.
129. Складіть рівняння реакції горіння метанолу й обчисліть об'єм кисню (н.у.), необхідний для спалювання метанолу кількістю речовини 4 моль.
- 130*. Напишіть рівняння реакції горіння пропанолу $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$ за аналогією з етанолом та обчисліть, який об'єм кисню (н.у.) потрібний для спалювання 90 г цього спирту.
131. У розчин етанолу масою 70 г з масовою часткою розчиненої речовини 30 % долили 130 мл води. Обчисліть масову частку спирту в утвореному розчині.



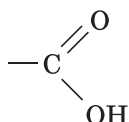
Працюємо з медійними джерелами

Скориставшись знаннями з хімії та біології людини, а також додатковими відомостями з інформаційних джерел, зокрема мережі Інтернет, обґрунтуйте особливу небезпеку вживання спиртних напоїв у юнацькому віці та підготуйте реферат чи комп'ютерну презентацію для проведення антиалкогольної пропаганди серед учнів.

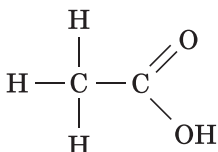
Оцтова (історична назва), або етанова (сучасна назва) кислота, як і спирти, належить до *оксигеновмісних органічних сполук* і є представником *карбонових кислот*.

Молекула етанової (оцтової) кислоти складається з вуглеводневого замісника (радикала) CH_3 — і карбоксильної групи — COOH .

Етанову кислоту можна розглядати як похідну етану, у молекулі якого один атом Гідрогену заміщений одновалентною карбоксильною групою:



Тож молекулярну формулу етанової кислоти можна записати CH_3COOH , а структурна формула буде такою:



Те, що етанова кислота є представником одноосновних насичених карбонових кислот, означає, що в її молекулі є гідроксильна група. Назва *етанова* підкреслює, що молекула кислоти, як і молекула етану, має 2 атоми Карбону. Зверніть увагу на те, що один з них входить до складу карбоксильної групи.

ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ЕТАНОВОЇ КИСЛОТИ. Це безбарвна рідина з різким запахом, добре розчинна у воді. Оцет, який ми використовуємо в побуті, є її розчином із часткою розчиненої речовини 9%. Розчин етанової кислоти відомий людині з глибокої давнини. Концентровану оцтову кислоту в 1537 р. вперше добув німецький учений Теофраст Парацельс.

ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ЕТАНОВОЇ КИСЛОТИ. Як вам відомо, розчинні у воді неорганічні кислоти дисоціюють з утворенням катіонів Гідрогену. Індикатори метиловий оранжевий та лакмус у водному розчині

Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- ◆ характеризувати склад і фізичні властивості етанової кислоти;
- ◆ складати молекулярну й структурну формули етанової кислоти;
- ◆ складати рівняння реакцій етанової кислоти (електролітична дисоціація, взаємодія з металами, лугами, солями);
- ◆ визначати дослідним шляхом етанову кислоту;
- ◆ розв'язувати розрахункові задачі раніше вивчених типів на прикладі етанової кислоти.



Складіть електронну формулу етанової кислоти самотійно.



Поміркуйте та складіть формулу пропанової кислоти.

неорганічних кислот набувають рожевого кольору. А на які йони дисоціює й чи дисоціює взагалі етанова кислота?

З її структурної формули видно, що в молекулі наявні й гідроксильна група (у складі карбоксильної групи), і 3 атоми Гідрогену в складі вуглеводневого радикала. Можна передбачити, що у водному середовищі дисоціація відбуватиметься з утворенням гідроксид-аніона OH^- , і можна прогнозувати появу катіонів Гідрогену H^+ .

Працюйте групами

Дізнайтеся, на які йони дисоціює й чи дисоціює взагалі етанова кислота, виконавши завдання з рубрики «Хімія — це життя: сторінка природодослідника».

1. *Електролітична дисоціація.* Етанова кислота, подібно до розчинних неорганічних кислот, дисоціює з утворенням іона Гідрогену H^+ .

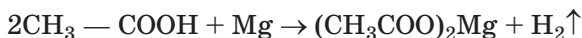
Але знову виникає запитання: скільки катіонів Гідрогену H^+ утворюється під час дисоціації однієї молекули цієї речовини, адже у складі молекули їх чотири?

Дослідження вчених показали, що етанова кислота у водному розчині дисоціює з відщипленням катіона Гідрогену H^+ лише від гідроксильної групи. На підставі цієї інформації складемо рівняння електролітичної дисоціації етанової кислоти.



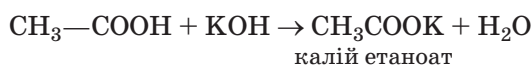
Під час дисоціації цієї, а також інших карбонових кислот спочатку записують аніон кислотного залишку, потім — катіон Гідрогену.

2. *Взаємодія з металами.* Метали, розміщені у витискувальному ряді до водню, витісняють його з етанової кислоти.

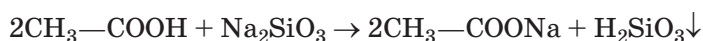


Утворену сіль називають *магній етаноат*. Як і в назвах солей неорганічних кислот (наприклад, сульфат, нітрат), корінь з назви кислоти та суфікс *-ат* після нього зберігаються.

3. *Взаємодія з лугами.* Етанова кислота вступає в реакцію нейтралізації з лугами та утворює сіль і воду.



4. *Взаємодія із солями.* Етанова кислота взаємодіє із солями слабших за неї кислот, наприклад, карбонатами, силікатами.



Етанова кислота є слабким електролітом і виявляє загальні властивості кислот щодо взаємодії з металами, лугами, солями.

ЗАСТОСУВАННЯ ЕТАНОВОЇ КИСЛОТИ. За обсягами виробництва й застосуванням їй належить першість серед карбонових кислот. Розчин етанової кислоти використовують як смакову приправу та консервант продуктів харчування. Консервувальна дія полягає в тому, що кисле середовище пригнічує розвиток гнильних бактерій і цвілевих грибів. У промисловості етанова кислота використовується для виробництва штучних волокон, естерів, які застосовують у медицині, а також для виготовлення лаків і фарб.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Завдання.

Випробуйте дію оцтової кислоти в розчині на індикатори лужного та кислого середовищ. Для цього налейте у дві пробірки по 1 мл розчину етанової кислоти та додайте в одну пробірку кілька крапель фенолфталеїну, а в іншу — лакмусу чи метилового оранжевого. Що спостерігаєте?

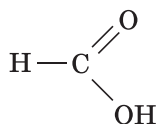
На підставі здобутих результатів зробіть висновок про те, чи можна етанову кислоту, в молекулі якої наявна гідроксильна група, вважати органічною основою.

Стисло про основне

- ✓ Етанова (оцтова) кислота — типовий представник карбонових кислот. Таку загальну назву мають органічні кислоти.
- ✓ Формула етанової кислоти — CH_3COOH .
- ✓ Етанова кислота виявляє загальні властивості кислот: дисоціює з утворенням катіонів лише одного виду — катіонів Гідрогену H^+ , діє на індикатори, взаємодіє з металами, розташованими до водню у витискувальному ряді, лугами, солями слабших за неї кислот.

Сторінка ерудита

Нині відомо понад 300 карбонових кислот, молекули яких різняться за складом карбонового ланцюга та кількістю функціональних груп. Так, поширеною у природі є метанова, або мурашина, кислота HCOOH . Вона має відповідну структурну формулу.



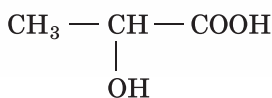
Її дію ми відчуваємо при укусах мурашок чи коли нас жалить кропива.

Кислий присмак щавлю надає щавлева кислота. Її молекула цікава тим, що утворилася з двох карбоксильних груп.



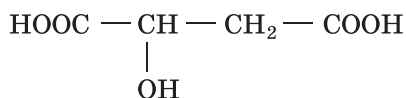
Порівняйте склад молекул метанової та етанової кислот і зробіть висновок про те, чи належать вони до одного гомологічного ряду.

Усі молочнокислі продукти (кефір, ряжанка, йогурт тощо) містять молочну кислоту. Молекула цієї речовини містить дві функціональні групи — гідроксильну й карбоксильну.

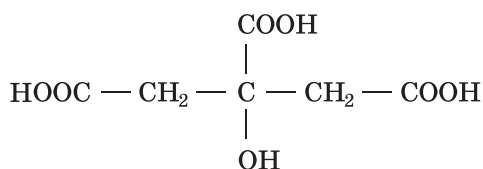


Ця кислота є серед продуктів окиснення речовин у м'язах людини. Вам знайомий стан, коли після напруженої фізичної праці чи тривалого бігу болять м'язи (із часом біль минає). Його спричинює накопичення в м'язових клітинах молочної кислоти.

У плодах яблук, винограду, малини міститься яблучна кислота. Особливість яблучної кислоти полягає в тому, що її молекула має дві карбоксильні групи й одну гідроксильну.



Лимонам надає смаку лимонна кислота. Вміст лимонної кислоти в лимоні сягає 10 %. Подаємо структурну формулу лимонної кислоти.



Знаємо, розуміємо

1. Наведіть формулу етанової кислоти.
2. Складіть електронну та структурну формули етанової (оцтової) кислоти.
3. Схарактеризуйте фізичні й хімічні властивості етанової (оцтової) кислоти.

Застосовуємо

132. Проілюструйте хімічні властивості етанової кислоти рівняннями хімічних реакцій, які не подано в тексті параграфа.
133. Обчисліть масу та об'єм водню (н.у.), що виділиться внаслідок взаємодії розчину етанової кислоти масою 50 г з масовою часткою розчиненої речовини 12 % і достатньої кількості цинку.
134. Яким об'ємом води необхідно розбавити розчин етанової кислоти масою 200 г з масовою часткою розчиненої речовини 9 %, щоб приготувати розчин з масовою часткою кислоти 6 %?
135. Харчова сода масою 4,2 г була «погашена» етановою кислотою. Який об'єм вуглекислого газу виділився (н.у.)?
- 136*. Водень, що утворився внаслідок повної взаємодії цинку з розчином етанової кислоти масою 600 г, без залишку прореагував з киснем об'ємом 22,4 л (н.у.). Обчисліть масову частку кислоти в розчині.



Експериментальне дослідження властивостей етанової кислоти.

Практична робота 4.

Властивості етанової кислоти

У 8 класі ви з'ясували значення експериментального методу дослідження в хімії, а під час виконання лабораторних дослідів і практичних робіт набули вмінь застосовувати його самостійно.

Розглянутий у попередньому параграфі матеріал про склад, будову та властивості етанової кислоти дає змогу кожному з вас продовжити формування експериментальних умінь, виявити самостійність у плануванні експерименту та його проведенні, висувати гіпотези й експериментально доводити їхню достовірність.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Практична робота 4. Властивості етанової кислоти

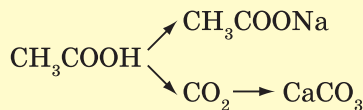
Завдання 1. У трьох пробірках без етикеток містяться: розчин етанової кислоти, розчин гліцеролу, вода. Дослідним шляхом виявіть речовини, що містяться в кожній пробірці.

Завдання 2. Дослідіть, з яким металом — залізом чи міддю — відбуватиметься взаємодія етанової кислоти.

Завдання 3. Експериментальним шляхом установіть, чи взаємодіє етанова кислота з нерозчинними основами.

Для проведення дослідів використовуйте свіжовиготовлений осад основи купрум(II) гідроксиду.

Завдання 4. Здійсніть перетворення за поданою схемою.



Завдання 5*. Запропонуйте експеримент, за допомогою якого можна перевірити, яка з кислот — етанова чи хлоридна — є більш сильним електролітом.

Хід та результати виконання експерименту по кожному із завдань опишіть у зошитах для практичних робіт. Зробіть *загальний висновок* щодо використання експериментального методу в хімії й зокрема — для вивчення властивостей етанової кислоти.

Застосуємо

137. Зазначте речовини, з якими взаємодіє етанова кислота.

- А мідь
- Б натрій гідроксид
- В натрій хлорид
- Г цинк оксид

138. Установіть відповідність між назвами речовин та їхніми формулами.

Назва речовини		Формула речовини	
1	етанова кислота	А	$C_3H_5(OH)_3$
2	етанол	Б	C_2H_5OH
3	гліцерол	В	C_2H_4
4	етин	Г	CH_3COOH
		Д	C_2H_2

139. Масова частка Карбону в етановій кислоті становить...

- А 6,6 %
- Б 20 %
- В 40 %
- Г 53,3 %

140. Оберіть назву речовини, що належить до слабких електролітів.

- А хлоридна кислота
- Б натрій хлорид
- В етанова кислота
- Г натрій етаноат



Поняття про вищі карбонові кислоти та жири

Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- ♦ розрізняти за складом мило й жири;
- ♦ характеризувати склад і фізичні властивості жирів;
- ♦ з'ясувати знаходження жирів у природі;
- ♦ висловлювати судження щодо значення карбонових кислот і жирів у суспільному господарстві, побуті, харчуванні, охороні здоров'я.

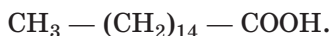
ВИЩІ КАРБОНОВІ КИСЛОТИ. Кислоти, у молекулах яких міститься 10 і більше атомів Карбону, дістали назву *вищих карбонових кислот*. Поширеними у природі є вищі карбонові кислоти, що містять від 10 до 22 атомів Карбону. Кількість атомів Карбону в молекулах вищих карбонових кислот здебільшого парна, а карбоновий ланцюг нерозгалужений.

Вищі карбонові кислоти бувають *насичені* та *ненасичені*. У молекулах насичених карбонових кислот між атомами Карбону існують лише одинарні зв'язки, тоді як у молекулах ненасичених карбонових кислот між атомами Карбону є також подвійні зв'язки. У карбоно-

вих ланцюгах вищих ненасичених кислот найчастіше міститься від одного до трьох подвійних зв'язків.

Прикладом вищих насичених карбонових кислот є пальмітинова і стеаринова кислоти.

Молекула *пальмітинової кислоти* містить 16 атомів Карбону, 15 з яких перебувають у складі карбонового ланцюга, а один — у карбоксильній групі. Молекулярна формула цієї кислоти — $C_{15}H_{31}COOH$, напівструктурна:

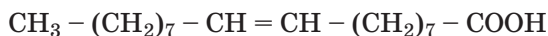


У молекулі *стеаринової кислоти* на два атоми Карбону більше, ніж у молекулі пальмітинової.



За фізичними властивостями це тверді, білого кольору, нерозчинні у воді, але розчинні в органічних розчинниках, жирні на дотик речовини. Із суміші цих кислот виготовляють стеаринові свічки.

Олеїнова кислота $C_{17}H_{33}COOH$ належить до вищих *ненасичених карбонових* кислот. Молекула цієї сполуки подібно до стеаринової кислоти налічує 18 атомів Карбону. У цій сполуці посередині карбонового ланцюга між 9 та 10 атомами Карбону є подвійний зв'язок.



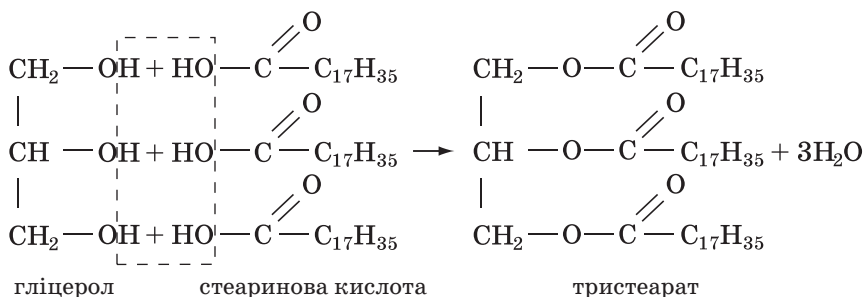
Наявністю подвійного зв'язку зумовлені певні властивості олеїнової кислоти, які характерні й для етену. Так, олеїнова кислота знебарвлює бромну воду.

Пальмітинова, стеаринова, олеїнова та інші вищі карбонові кислоти досить поширені у природі, щоправда не у вільному стані, а в складі жирів.

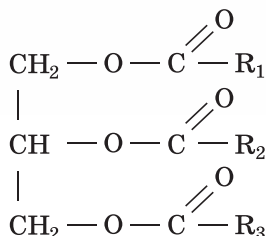
СКЛАД ЖИРІВ. У неперевірених природних хімічних лабораторіях — живих організмах — із трьохатомного спирту гліцеролу й вищих карбонових кислот — пальмітинової, стеаринової, олеїнової та деяких інших утворюються *жири*.

Жири — це продукти взаємодії трьохатомного спирту гліцеролу та вищих карбонових кислот.

Розглянемо на прикладі гліцеролу та стеаринової кислоти схему утворення жиру тристеарату.

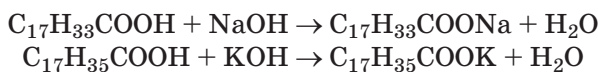


Склад жирів можна передати загальною формулою.



Уперше жир синтезував французький учений П'єр Бертло в 1854 р.

МИЛО. Вищі карбонові кислоти — дуже слабкі електроліти, проте вступають у реакцію нейтралізації з лугами (у розчині).



Утворені внаслідок нейтралізації натрієві та калієві солі, на відміну від кислот, добре розчинні у воді, мильні на дотик, виявляють мийну дію і є основною складовою *мила*: натрієві солі — твердого, калієві — рідкого. Мийну дію цих речовин широко використовують у побуті та як засіб особистої гігієни людини.

ПРИРОДНІ Й ШТУЧНІ ЖИРИ. Промисловість потребує значної кількості жирів для того, щоб добувати з них гліцерол та вищі карбонові кислоти (їх ще називають жирними кислотами), а також для виробництва харчового продукту — *маргарину*.

Виробництво 1 т олії є значно дешевшим, ніж виробництво 1 т тваринного жиру. Щоб збільшити кількість твердих жирів і при цьому не вдаватися до збільшення поголів'я тварин, рідкі жири піддають гідрогенізації (*приєднання водню*), унаслідок чого рідкі жири перетворюються на тверді. Цю реакцію здійснюють у спеціальних установках, де водень під тиском пропускають крізь нагріту суміш олії та порошкоподібного нікелю як каталізатора.

У такий спосіб з олії добувають додаткову кількість дорожчих за неї твердих жирів. Утворена внаслідок гідрогенізації тверда маса називається саломасом. Її очищають від нікелю й використовують у виробництві мила, маргарину та деяких інших речовин. Ці та інші галузі застосування жирів показано на малюнку 45.

БІОЛОГІЧНА РОЛЬ ЖИРІВ. У живих клітинах жири виконують кілька важливих функцій. По-перше, *енергетичну*. При розщепленні й окисненні жирів виділяється удвічі більше енергії порівняно з білками та вуглеводами. По-друге, жири хороші *теплоізолятори* — підшкірний шар жиру рятує багатьох тварин від замерзання взимку. По-третє, харчові жири *транспортують* жиророзчинні вітаміни. По-четверте, жири необхідні для *синтезу гормонів*, що беруть участь у проведенні нервових імпульсів. Якщо організм людини не отримує належної кількості жирів, то це загрожує порушенню роботи нервової системи, знижує імунітет.



Мал. 45 Приклади продукції, виготовленої з жирів

Тому у вашому раціоні мають бути продукти, багаті на жири рослинного й тваринного походження. На малюнку 46 зазначено вміст жиру в 100 г різних продуктів харчування.



Мал. 46 Продукти харчування, багаті на жири: а — олія рапсова (99,9 г); б — олія оливкова (99,8 г); в — топлене масло (99 г); г — сало (92,8 г); д — маргарин (82 г); е — майонез (67 г); є — м'ясо качки (61,2 г); ж — грецький горіх (60,8 г); з — буженина (50 г)

Незважаючи на життєво важливі функції жирів, слід пам'ятати, що їх надмірне вживання небажане, оскільки жири відкладаються «про запас», через це спочатку збільшуються маса та розміри тіла, а згодом настає розлад в обміні речовин.



Стисло про основне

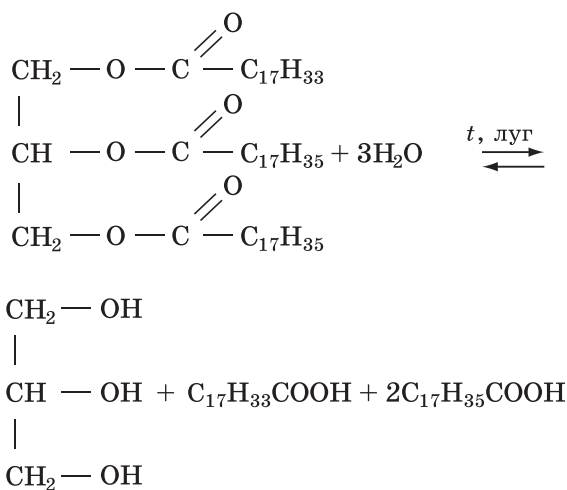
- ✓ Вищі карбонові кислоти — це кислоти, молекули яких містять понад 10 атомів Карбону.
- ✓ Жири утворюються з гліцеролу й вищих карбонових кислот, зокрема насичених *пальмітинової* $C_{15}H_{31}COOH$ і *стеаринової* $C_{17}H_{35}COOH$ та ненасиченої *олеїнової* $C_{17}H_{33}COOH$.
- ✓ За агрегатним станом жири бувають тверді — до їх складу входять вищі насичені карбонові кислоти, та рідкі, або олії, — до їх складу входять вищі ненасичені карбонові кислоти.
- ✓ Жири тваринного походження переважно тверді (виняток — риб'ячий жир), а рослинного — рідкі (виняток — кокосове масло).
- ✓ Мило — це натрієві (тверде мило) чи калієві (рідке мило) солі вищих насичених карбонових кислот.
- ✓ Біологічна роль жирів настільки важлива, що вони є обов'язковим компонентом збалансованого харчування людини.



Сторінка ґрудита

Як ви вже знаєте, хімічну реакцію обміну між водою й різними складними речовинами називають гідролізом (від грец. *hydor* — вода, *lysis* — розкладання).

Жири внаслідок гідролізу розкладаються на гліцерол та вищі карбонові кислоти, яких може бути не одна, а кілька (залежно від того, залишки скількох кислот входили до складу жиру).



Проведення гідролізу жиру за наявності лугу дає змогу добувати не лише гліцерол, а й натрієві чи калієві солі вищих карбонових кислот, тобто відразу одержувати мило.

В оборотній реакції гідролізу жирів луг використовують для того, щоб зміщувати рівновагу в бік утворення гліцеролу та жирних кислот. Кислоти, що утворюються, відразу ж реагують із лугом, тому продуктами цієї реакції є гліцерол і мило. Так добувають мило з натуральної сировини.

Олія волоських горіхів відрізняється високим вмістом лінолевої $C_{17}H_{31}COOH$ і ліноленої $C_{17}H_{29}COOH$ ненасичених вищих карбонових кислот. У радикалі лінолевої кислоти є два подвійні зв'язки, а в радикалі ліноленої — три. Ці сполуки забезпечують нормальний ріст і розвиток організму, нормалізують еластичність судин, обмін холестерину, попереджають розвиток атеросклерозу й ожиріння печінки. З них синтезуються ферменти, які регулюють кров'яний тиск і скорочення м'язів.

Знаємо, розуміємо

1. Назвіть формули відомих вам вищих карбонових кислот. У чому полягає відмінність між насиченими й ненасиченими вищими карбоновими кислотами?
2. З яких речовин утворюються жири? Яка їх біологічна роль?
3. Чим жири рослинного походження відрізняються від жирів тваринного походження?
4. Як одержують мило? Які властивості мила використовують у побуті?
- 5*. Як рідкі жири перетворюють на тверді?

Застосовуємо

141. Оберіть формулу твердого мила.

- А KOH
- Б $NaOH$
- В $C_{17}H_{35}COOK$
- Г $C_{17}H_{33}COONa$

142. Установіть відповідність між формулою та назвою карбонової кислоти.

Формула		Назва кислоти	
1	CH_3COOH	А	карбонатна
2	$C_{17}H_{33}COOH$	Б	пальмітинова
3	$C_{17}H_{35}COOH$	В	олеїнова
4	$C_{15}H_{31}COOH$	Г	стеаринова
		Д	етанова

143. Зазначте назву речовини, що бере участь в утворенні всіх жирів.

- А етанол
- Б гліцерол
- В стеаринова кислота
- Г пальмітинова кислота

§ 37.

Вуглеводи: глюкоза, сахароза

Вуглеводи — доволі поширені у природі речовини, що за якісним складом належать до оксигеновмісних органічних сполук. Це основний продукт харчування людини (мал. 47).

Представниками вуглеводів є *глюкоза* $C_6H_{12}O_6$, *сахароза* (цукор) $C_{12}H_{22}O_{11}$, *крохмаль* і *целюлоза*, у яких однакова загальна формула $(C_6H_{10}O_5)_n$, але різні будова та молекулярна маса.

Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- ◆ розрізняти за складом глюкозу та сахарозу;
- ◆ характеризувати склад і фізичні властивості глюкози й сахарози;
- ◆ складати молекулярні формули глюкози й сахарози;
- ◆ визначати дослідним шляхом глюкозу;
- ◆ розв'язувати розрахункові задачі раніше вивчених типів на прикладі глюкози та сахарози.



Мал. 47 Продукти харчування з високим вмістом вуглеводів

ГЛЮКОЗА, ЇЇ ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ Й ПОШИРЕННЯ. Глюкоза $C_6H_{12}O_6$ — кристалічна, солодка на смак і добре розчинна у воді речовина. Вона входить до складу клітинного соку рослин. Особливо багаті на глюкозу плоди винограду (звідси й друга назва цієї речовини — *виноградний цукор*). Великий вміст глюкози в меді, нектарі квітів. Глюкоза — обов'язковий компонент крові.

ЯКІСНІ РЕАКЦІЇ НА ГЛЮКОЗУ.

Ви вже знаєте, що молекули карбонових кислот характеризуються наявністю карбоксильних груп $—C \begin{matrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OH} \end{matrix}$, а спирти мають одну чи більше гідроксильних груп $—OH$.

Виходячи з кількісного складу молекули глюкози $C_6H_{12}O_6$, можна припустити, що в ній наявні ці групи. Скориставшись експериментальним методом, з'ясуємо достовірність такого припущення.

Щоб перейти до розгляду якісних реакцій на глюкозу, пригадаємо властивість етанової кислоти дисоціювати у водному розчині з утворен-

ням катіонів Гідрогену, а іншої оксигеновмісної речовини — гліцеролу — взаємодіяти з купрум(II) гідроксидом.

Демонстраційний дослід 1.

Перевірка розчину глюкози на наявність кислого середовища.

Як вам відомо, розчинні у воді карбонові кислоти дисоціюють з утворенням катіонів H^+ , тому їхні розчини мають кисле середовище. Випробуємо розчин глюкози індикатором кислого середовища метиловим оранжевим та переконаємося в тому, що зміна кольору не відбувається. Отже, глюкоза не дисоціює в розчині з утворенням катіонів Гідрогену. Відтак у глюкози відсутня група карбонових кислот — карбоксильна група.

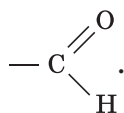
А чи входять до складу молекули глюкози гідроксильні групи? Щоб знайти відповідь на це запитання, виконайте *лабораторний дослід 12*, описаний у рубриці «Хімія — це життя: сторінка природодослідника».

Під час виконання цього завдання ви здобудете ствердну відповідь — глюкоза взаємодіє з купрум(II) гідроксидом і результат буде аналогічним, що й у якісній реакції на гліцерол.

Якісною реакцією на глюкозу є взаємодія її розчину зі свіжовиготовленим осадом купрум(II) гідроксиду. Унаслідок реакції блакитний осад купрум(II) гідроксиду зникає, а утворюється розчин інтенсивно-синього кольору.



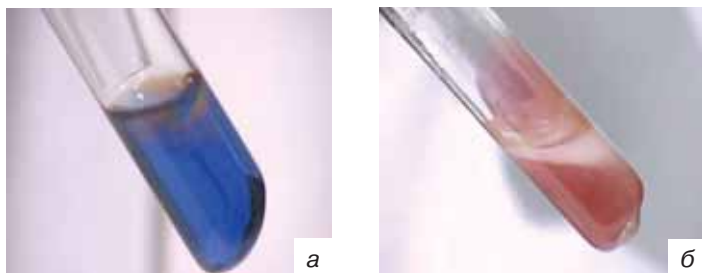
Зображена (для ознайомлення) структурна формула глюкози вказує на те, що в її молекулі наявні п'ять гідроксильних груп. Це пояснює зміну кольору купрум(II)гідроксиду в проведеному вами експерименті. Ще один атом Оксигену, на відміну від решти п'яти, гідроксильної групи не утворює. Він сполучається з карбон-карбовим ланцюгом таким чином, що з'являється група атомів



Завдяки цій групі при нагріванні розчину хімічна реакція продовжується.

**Демонстраційний
дослід 2.**

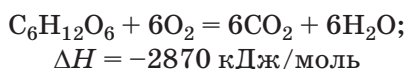
Скористаємось вмістом однієї з пробірок після виконаного вами *лабораторного дослід 12*. Закріпимо пробірку в тримачі й злегка нагріємо її вміст. Досить швидко утвориться суспензія купрум(І) оксиду Cu_2O оранжевого кольору. Зміна кольору (мал. 48) засвідчує перебіг хімічної реакції. У гліцеролу подібна реакція відсутня.



Мал. 48

Взаємодія глюкози з розчином купрум(II) гідроксиду:
а — до нагрівання; б — після нагрівання

У клітинах організмів відбувається повне окиснення глюкози з утворенням води, вуглекислого газу та вивільненням енергії.



Крім розглянутих хімічних властивостей, глюкоза має й інші властивості.

САХАРОЗА (БУРЯКОВИЙ ЦУКОР, ТРОСТИННИЙ ЦУКОР) $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ має фізичні властивості, подібні до фізичних властивостей глюкози. Високий вміст сахарози мають коренеплоди цукрового буряку (від 16 до 27 %) та стебла цукрової тростини (до 25 %).

Сахароза — це продукт харчування й сировина для кондитерської, консервної, молочної, хлібопекарської промисловості. Тож потреба в цій речовині значно більша, ніж у глюкозі, її добування здійснюють на цукрових заводах.

Сахароза $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ взаємодіє з купрум(II) гідроксидом подібно до багатоатомних спиртів. Однак при подальшому нагріванні утворений темно-синій колір розчину не змінюється.

Виявити сахарозу в розчині можна, як і гліцерол, за інтенсивно синім забарвленням розчину після її взаємодії з блакитним осадом купрум(II) гідроксиду. Забарвлення одержаного розчину під час нагрівання не змінюється.

Тож за допомогою купрум(II) гідроксиду можна розпізнавати глюкозу та сахарозу.

Сахароза і крохмаль в органах травлення людини перетворюються на глюкозу, яка потоком крові транспортується до кожної клітини тіла, де

виконує функцію джерела енергії. Під час повного окиснення 1 г глюкози виділяється в середньому 17,5 кДж енергії.

Завдяки зеленим рослинам на нашій планеті є велика кількість глюкози, сахарози, крохмалю та целюлози. Саме в рослинних організмах з вуглекислого газу й води за участі хлорофілу на світлі утворюється глюкоза та виділяється життєво необхідний кисень. Подальші перетворення глюкози в рослин завершуються утворенням сахарози, крохмалю та целюлози.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Лабораторний дослід 12

Взаємодія глюкози з купрум(II) гідроксидом

Обладнання та речовини: 1 мл розчину глюкози, 1 мл розчину натрій гідроксиду, кілька крапель розчину купрум(II) сульфату, пробірка, скляна паличка для перемішування.

Завдання. Дослідним шляхом установіть, чи виявляє глюкоза спільну з гліцеролом хімічну властивість — взаємодію з купрум(II) гідроксидом.

Налийте в пробірку 1 мл розчину глюкози та долийте 1 мл розчину лугу. До добутої суміші додайте 5–6 крапель купрум(II) сульфату і вміст пробірки струсніть. Спочатку утвориться блакитний осад, який відразу ж розчиниться, а розчин у пробірці стане прозорим і набуде інтенсивно синього кольору. Це і є однією з якісних реакцій на глюкозу.

Дайте пояснення явищам, які ви спостерігали під час виконання цього завдання.

Сторінка ерудита



Хоча цукор добували із цукрової тростини та споживали здавна, виробництво цукру із цукрового буряку розпочалося лише у XVIII ст. Кліматичні умови України доволі сприятливі для вирощування цієї рослини. Так, в урожайні роки збирають близько 500 ц коренеплодів з 1 га. Незважаючи на закриття частини цукрових заводів, Україна залишається серед держав-лідерів з виробництва цукру. На цукрових заводах сахарозу, створену природою, видобувають із цукрових буряків чи цукрової тростини за спеціальною технологією, в основу якої покладено способи розділення сумішей.

Основу виробництва цукру становлять не хімічні, а фізичні явища, тобто на цукрових заводах цю органічну сполуку добувають із природної сировини — цукрових буряків чи цукрової тростини фізичними методами.

Спочатку очищені від ґрунту й помиті коренеплоди цукрового буряку подрібнюють та багаторазово промивають гарячою водою (температура близько 80 °С) у спеціальних чанах, що мають назву дифузори. Добутий розчин містить, крім сахарози, чимало інших речовин, що також розчинилися у воді. Тому подальшим у виробництві цукру є процес обробки розчину вапняним молоком (водною суспензією кальцій гідроксиду). Розчинені речовини взаємодіють з ним, утворюючи нерозчинні сполуки, що випадають в осад. Сахароза теж взаємодіє з кальцій гідроксидом, але утворена сполука — кальцій сахарат — перебуває в розчиненому стані навіть у холодній воді. Цей розчин відокремлюють від осаду та піддають об-

робці вуглекислим газом. Унаслідок взаємодії кальцій сахарату з вуглекислим газом утворюється нерозчинний кальцій карбонат і сахароза. Осад кальцій карбонату відокремлюють фільтрацією. Фільтрат, до складу якого входить цукор, після додаткового очищення (зокрема, вибілювання сульфур(IV) оксидом) випарюють у вакуумі до кашкоподібної маси, з якої в центрифугі добувають кристали сахарози.

Добута сахароза має жовтуватий колір. У торгіву мережу надходить рафінований (очищений) цукор білого кольору.

Інкули цукор називають «солодкою смертю». Це, звичайно, перебільшення, однак надмірне вживання цукру чи інших солодоців небезпечно для організму збільшенням вмісту глюкози у крові. Доки підшлункова залоза може виробити достатню кількість ферменту інсуліну, організм справляється з «утилізацією» надлишку глюкози. Однак якщо цукру споживати забагато, а *інсуліну* в організмі вироблятиметься недостатньо, то є ризик захворювання на *цукровий діабет*.



Стисло про основне

- ✓ Вуглеводи — найпоширеніший у природі клас оксигеновмісних органічних сполук. Глюкоза $C_6H_{12}O_6$ і сахароза $C_{12}H_{22}O_{11}$, крохмаль $(C_6H_{10}O_5)_n$ і целюлоза $(C_6H_{10}O_5)_n$ є представниками вуглеводів.
- ✓ Якісною реакцією на глюкозу є взаємодія з купрум(II) гідроксидом за кімнатної температури. Розчин набуває інтенсивного синього кольору.
- ✓ У рослинних організмах глюкоза утворюється у процесі фотосинтезу.
- ✓ В організм людини глюкоза потрапляє з продуктами харчування і є для нього цінним джерелом енергії.

Знаємо, розуміємо

1. Назвіть відомі вам фізичні властивості глюкози й сахарози.
2. За допомогою яких якісних реакцій можна розпізнати глюкозу й сахарозу?
3. Як людина використовує вуглеводи?
4. Схарактеризуйте поширення й утворення глюкози в природі.

Застосовуємо

144. Чи поділяєте ви думку про те, що людина живе завдяки енергії Сонця? Відповідь обґрунтуйте.
145. Обчисліть масову частку Карбону та відношення мас елементів у сахарозі.
146. Глюкозу з лікувальною метою вводять внутрішньовенно в організм людини у вигляді водного розчину з масовою часткою розчиненої речовини 5 %, 10 %, а в окремих випадках і 40 %. Яку масу глюкози отримує організм хворого за 10 днів лікування, якщо щодоби крапельницею в організм вводять 200 г розчину з масовою часткою глюкози 10 %?
147. Обчисліть масу цукру, який можна виробити із цукрових буряків, вирощених на ділянці площею 1 га, за умови, що врожайність цукрового буряку становить 400 ц/га, а вміст сахарози в коренеплодах дорівнює 20 %.

§ 38.

Крохмаль, целюлоза — природні полімери

КРОХМАЛЬ І ЦЕЛЮЛОЗА — НАЙПОШИРЕНІШІ ПОЛІСАХАРИДИ У ПРИРОДІ.

Це природні полімери, склад яких передається однаковою загальною формулою $(C_6H_{10}O_5)_n$. На крохмаль багаті бульби картоплі, зерна злакових рослин. Оболонки рослинних клітин утворені із целюлози. Вона є своєрідним скелетом рослин, надає їхнім тканинам механічну міцність. Тому целюлоза становить основу стовбурів дерев (50 % і більше), рослинних волокон. Понад 90 % вмісту коробочок рослини бавовнику припадає на целюлозу. Великим є вміст целюлози у стеблах конопель, тому наші предки здавна вирощували коноплі, з яких за спеціальною технологією виготовляли пряжу, а вже з неї шили полотняний одяг, робили вітрила кораблів тощо.

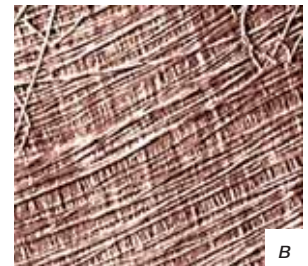
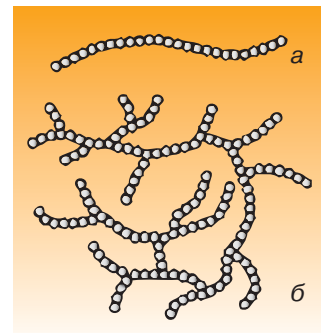
У XIX ст., невдовзі після завезення картоплі з американського континенту до України, українці навчилися виділяти з неї крохмаль і вживати його в їжу у вигляді молочного чи фруктового киселю, застосовувати для накрохмалювання тканин. Підкрохмалена тканина не лише цупка, а й краще захищена від глибокого проникнення в неї бруду, її легше прати.

ВІДМІННОСТІ У ВЛАСТИВОСТЯХ КРОХМАЛЮ ТА ЦЕЛЮЛОЗИ. Порівняння порошку крохмалю й вати, яка майже на 98 % складається із целюлози, переконливо доводить, що це різні речовини, хоча вони мають однакову загальну формулу. Чим зумовлена відмінність між крохмалем і целюлозою? По-перше, ступенем полімеризації — у целюлозі він значно більший. Тому відносна молекулярна маса целюлози теж більша. По-друге, просторовою будовою структурної ланки. По-третє, будовою полімерного ланцюга — у целюлозі він лише лінійний (мал. 49, в), тоді як у крохмалю є дві форми ланцюга — пряма (10–20 % макромолекул) (мал. 49, а) та розгалужена (80–90 % макромолекул) (мал. 49, б).

Розгалужена будова молекул крохмалю не дає змоги виготовляти з нього нитки. Целюлоза підда-

Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- ♦ розрізняти за складом крохмаль, сахарозу, глюкозу;
- ♦ порівнювати крохмаль і целюлозу;
- ♦ характеризувати склад і фізичні властивості крохмалю й целюлози;
- ♦ складати молекулярні формули крохмалю й целюлози;
- ♦ визначати дослідним шляхом крохмаль.



Мал. 49

Будова крохмалю та целюлози:
а, б — схеми лінійної та розгалуженої молекул крохмалю;
в — лінійні молекули целюлози

ється скручуванню та згинанню, тобто з неї легко виготовити пряжу, а з пряжі — тканини. Крохмаль у гарячій воді перетворюється на колоїдний розчин — *крохмальний клейстер*. Приготування фруктового киселю базується на цій властивості крохмалю.

ЯКІСНА РЕАКЦІЯ НА КРОХМАЛЬ

Якісною реакцією на крохмаль є взаємодія з розчином йоду. Утворюється сполука, що має характерне синє забарвлення.

Під час нагрівання до 100 °С утворена сполука руйнується й синє забарвлення зникає, при охолодженні з'являється знову.

Перевірте це, виконавши *лабораторні дослідження 13 і 14*, описані в рубриці «Хімія — це життя: сторінка природодослідника».

ЗАСТОСУВАННЯ Й БІОЛОГІЧНА РОЛЬ ВУГЛЕВОДІВ. Вуглеводи — обов'язкова складова їжі людини. Добова потреба організму дорослої людини у вуглеводах становить близько 400–500 г. У середньому на три чверті вона задовольняється за рахунок споживання крохмалю, решта — за рахунок фруктози, глюкози та сахарози. Незважаючи на те, що під час повного розщеплення 1 г глюкози виділяється вдвічі менше енергії, ніж під час розщеплення 1 г жирів, частка вуглеводів у забезпеченні організму людини і тварин енергією є найбільшою. Тому вуглеводи є цінними компонентами харчування людини і травоядних та всеїдних тварин. Боршно, хліб, картопля, крупи належать до основних джерел вуглеводів у нашому харчуванні (таб. 10).

Таблиця 10

Групи харчових продуктів відповідно до вмісту вуглеводів

Назва групи	Вміст вуглеводів, %	Приклади харчових продуктів
Продукти з дуже високим вмістом вуглеводів	65 %	Кондитерські вироби, цукор, випічка, фініки, родзинки, макаронні вироби, манна крупа, варення, мед, джем, мармелад
Продукти з високим вмістом вуглеводів	40–60 %	Майже всі сорти хліба, бобові культури, халва, шоколад
Продукти з помірно високим вмістом вуглеводів	10–20 %	Картопля, буряк, деякі фрукти (виноград, яблука), фруктові соки
Продукти з низьким вмістом вуглеводів	до 10 %	Дині, кавуни, груші, персики, абрикоси, мандарини, апельсини, кабачки, гарбуз, морква, капуста
Продукти з незначним вмістом вуглеводів	до 5 %	Молочні продукти (кефір, сметана, сир, молоко), гриби, зелень, овочі та фрукти (помідори, листові овочі, лимони)

Целюлозу організм людини не перетравлює. У шлунку жуйних тварин, зайців, кролів завдяки наявності відповідних ферментів (біокаталізаторів) вона перетравлюється.

Вуглеводи застосовують у медицині. Зокрема, крохмаль є основним наповнювачем пігулок. Прочитайте анотацію до будь-яких ліків у вигляді пігулок і побачите, що вміст лікувальної речовини зазначається в міліграмах, тоді як крохмалю в ній у рази більше.

Крохмаль застосовують також у паперовій, текстильній, поліграфічній, косметичній та харчовій промисловості. Також з нього добувають глюкозу. Її використовують у виробництві етанолу для фармацевтичної та харчової промисловості.

Деревина, що на 50 і більше відсотків складається із целюлози, є джерелом теплової енергії, тому до цього часу її застосовують як паливо. Як матеріал її використовують для виготовлення різноманітних виробів з дерева.

Широке застосування має взаємодія целюлози з водою за наявності каталізатора (реакція гідролізу). Її здійснюють у промислових масштабах з метою добування глюкози, з якої потім виробляють технічний етанол, що є сировиною у виробництві багатьох речовин, зокрема етену й каучуку.

Целюлозу застосовують у виробництві вибухівки, целулоїду, целофану, таких тканин, як ацетатний шовк, віскоза, штапель (мал. 50). Та найбільше целюлози використовує паперова промисловість. Наприклад, сторінки цього підручника виготовлено з офсетного паперу, обкладинку — з картону. Є ще папір газетний, пакувальний, фільтрувальний.



Мал. 50

Застосування целюлози

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Лабораторний дослід 13. Відношення крохмалю до води

Обладнання та речовини: половина чайної ложки крохмалю, скибка білого хліба, сира картоплина, вода кімнатної температури, хімічний стакан, скляна паличка.

Завдання 1. Дослідіть розчинність крохмалю у воді кімнатної температури.

Крохмаль помістіть на дно хімічного стакана, вилийте в нього воду та перемішайте речовини скляною паличкою. Після перемішування залиште суміш речовин на кілька хвилин. Що спостерігаєте? Про що це свідчить?

Завдання 2. Виготовте крохмальний клейстер.

Для цього доведіть 50 мл води до кипіння й обережно вилийте її в суміш крохмалю з невеликою кількістю води. Що спостерігаєте?

Вміст стакана збережіть для проведення лабораторного дослід 14.

Лабораторний дослід 14. Взаємодія крохмалю з йодом

Завдання 1. Проведіть взаємодію крохмального клейстеру з йодом.

До виготовленого в попередньому досліді крохмального клейстеру додайте кілька крапель йодної настоянки. Що ви спостерігаєте?

Завдання 2. Проведіть взаємодію порошку крохмалю з йодом.

Візьміть чверть чайної ложки крохмалю, помістіть на дно прозорого скляного посуду та додайте до нього кілька крапель спиртового розчину йоду. Що ви спостерігаєте?

Завдання 3. Проведіть випробування білого хліба та сирі картоплі на наявність у них крохмалю.

На шматочок білого хліба та на розріз сирі картоплини крапніть спиртового розчину йоду. Що ви спостерігаєте?

Домашній експеримент

Жителі сіл досить часто виготовляють крохмаль самостійно, використовуючи картоплю, вирощену своїми руками.

Завдання. Розробіть план добування крохмалю з бульб картоплі в домашніх умовах та реалізуйте його практично.

Вам знадобляться: 2–3 великі картоплини; тертушка, що дозволяє подрібнювати картоплю до кашкоподібного стану; марля; дві або три миски; вода.



Стисло про основне

- ✓ Вуглеводи — найпоширеніший у природі клас оксигеновмісних органічних сполук, представниками якого є глюкоза, сахароза, крохмаль, целюлоза.
- ✓ Вуглеводи — основне джерело енергії для людини, сировина для виробництва багатьох речовин.
- ✓ Наявність крохмалю можна виявити досить чутливою його взаємодією з розчином йоду за темно-синім кольором утвореного продукту реакції.



У тексті параграфу йшлося про вуглеводи, що синтезуються рослинними організмами. А чи утворюються вуглеводи іншими представниками живої природи? Відповідь на це запитання ствердна. Так, вивчаючи в 7 класі на уроках біології тварин, ви дізналися про те, що структурним матеріалом зовнішнього скелету членистоногих (жука-олена, рака, краба та ін.) є *хітин*. Ця речовина за структурою близька до целюлози, однак відрізняється від неї тим, що її структурна ланка, крім Карбону, Гідрогену та Оксигену, містить ще й Нітроген.

Різнобарвні й ажурні крила комах також побудовані з хітину.

Оболонки клітин грибів побудовані не із целюлози, а з хітину.

В організмі людини і тварин наявний вуглевод **глікоген**. Цей природний полімер має з крохмалем та целюлозою однакову загальну формулу $(C_6H_{10}O_5)_n$, проте в нього своя, відмінна від крохмалю, розгалужена будова. Глікоген є запасною речовиною тваринних організмів, що за необхідності під дією ферментів розщеплюється до глюкози.

Працюйте групами

У складі малих груп обговоріть проблему «**Негативні наслідки виробництва глюкози з деревини**». З-поміж іншої інформації зосередьте увагу на тій, що дозволяє відповісти на запитання:

- ✓ скільки целюлози необхідно для добування 1 т глюкози;
 - ✓ як довго має рости ліс, щоб у ньому можна було рубати дерева для виробництва глюкози із целюлози;
 - ✓ який об'єм кисню (н.у.) виділився б у доквілля внаслідок фотосинтетичної діяльності дерев, зрубаних для виробництва 1 т глюкози із целюлози?
- Проведіть необхідні обчислення, щоб відповісти на ці запитання.

Знаємо, розуміємо

1. Назвіть формулу та відомі вам фізичні властивості крохмалю та целюлози.
2. За допомогою яких якісних реакцій можна розпізнати: а) глюкозу; б) сахарозу; в) крохмаль?
3. Де застосовують вуглеводи? На яких їхніх властивостях базується їх застосування?
4. Поясніть, чим зумовлена відмінність властивостей крохмалю й целюлози.
5. У чому полягає біологічна роль крохмалю й целюлози?
6. Наведіть приклади продуктів харчування людини, які є джерелом вуглеводів.

Застосовуємо

148. Складіть план виготовлення розчину глюкози масою 400 г з масовою часткою розчиненої речовини 10 %, якщо є розчин масою 200 г з масовою часткою цієї речовини 20 %.
149. Оцініть значення деревини у природі та господарській діяльності людини.



Білки: склад і будова. Біологічна роль амінокислот і білків

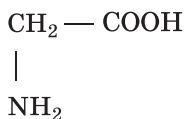
Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- ♦ розрізняти за складом білки;
- ♦ характеризувати склад і фізичні властивості білків;
- ♦ обґрунтовувати біологічну роль амінокислот і білків;
- ♦ дізнатися про якісні реакції на білки.

На початку теми ви довідалися про те, що до складу органічних речовин може входити і Нітроген. Такими речовинами є білки та амінокислоти. За цією ознакою вони належать до *нітрогеновмісних органічних сполук*.

АМІНОЕТАНОВА КИСЛОТА ЯК ПРЕДСТАВНИК АМІНОКИСЛОТ. З молекулярної формули цієї речовини $C_2H_5O_2N$ можна довідатися лише про її кількісний та якісний склад, зробити висновок про те, що це складна нітрогеновмісна органічна сполука. Напівструктурна

та структурна формули дають змогу уявити порядок сполучення атомів у карбоновому ланцюгу і вказують на наявність двох груп атомів — *карбоксильної* — $COOH$ та *аміногрупи* — NH_2 .



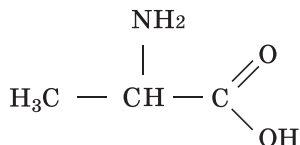
аміноетанова кислота

Аміноетанову кислоту можна розглядати як етанову, у карбон-карбонному ланцюзі якої один атом Гідрогену заміщений на аміногрупу. Вона є групою, яка присутня в молекулах представників деяких класів органічних сполук, у тому числі й амінокислот.

Аміноетанова кислота — перший і найпростіший представник *амінокислот*.

У живій природі найбільше значення мають амінокислоти, у яких аміногрупа розміщена біля першого після карбоксильної групи атома Карбону. Кислоти з таким розміщенням груп у молекулі дістали назву *альфа-амінокислот* (позначається α -амінокислота). Вони беруть участь в утворенні білків.

Розглянемо структурну формулу амінокислоти, яку ще називають аланін.



У її молекулі аміногрупа також розташована біля першого після карбоксильної групи атома Карбону. Як вам відомо з біології, ця амінокислота входить до складу багатьох білків.

Амінокислоти — це органічні кислоти, у складі молекул яких є одна чи кілька аміногруп — NH₂.

ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ АМІНОЕТАНОВОЇ КИСЛОТИ. Це кристалічна, білого кольору, добре розчинна у воді та солодка на смак речовина. На фізичних властивостях цієї сполуки позначився взаємний вплив груп атомів, які наявні в її молекулі. Так, аміноетанова кислота краще розчиняється у воді, ніж в органічних розчинниках, має вищу температуру плавлення порівняно з відповідною карбоною кислотою.

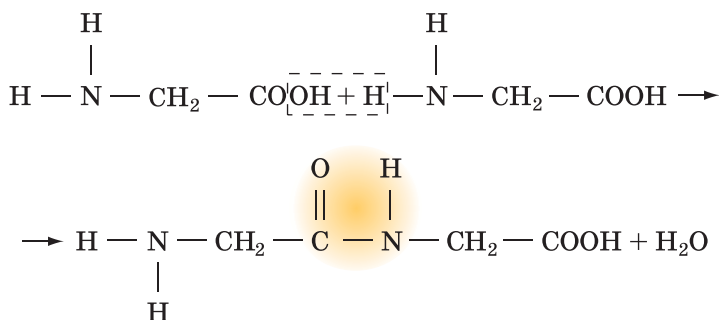
АМФОТЕРНІ ВЛАСТИВОСТІ АМІНОЕТАНОВОЇ КИСЛОТИ. Здатність карбонових кислот взаємодіяти з лугами за рахунок карбоксильної групи та утворювати солі вам відома. Що ж до аміногрупи, то вона наділена основними властивостями, типовою серед яких є також реакція нейтралізації. Завдяки наявності двох різних груп аміноетанова та інші амінокислоти взаємодіють і з лугами, і з кислотами.

Аміноетанова кислота та інші амінокислоти поєднують властивості й кислоти, й основи, тобто виявляють амфотерні властивості.

На відміну від амфотерних неорганічних сполук, амінокислоти взаємодіють між собою. Розглянемо це на прикладі аміноетанової кислоти.



Пригадайте з неорганічної хімії суть амфотерності та як за допомогою дослідів довести амфотерність речовини.



Так можуть сполучатися не дві, а багато молекул різних амінокислот. Ця унікальна властивість амінокислот забезпечила наявність у природі найскладніших і найважливіших біополімерів — *білків*. Білки шерсті, нігтів, рогів, пір'я, шовку — нерозчинні у воді волокна. Білки крові, лімфи та інші — колоїдні розчини.

БІЛКИ ЯК БІОЛОГІЧНІ ПОЛІМЕРИ. Молекули білків утворюються з α-амінокислот у найдовершенішій хімічній лабораторії — клітині організму. Білки різноманітні за складом і властивостями.

Мономерами білків є 20 α -амінокислот, що в неоднаковій кількості та різній послідовності сполучаються між собою *пептидними групами*, чим зумовлюють наявність великої кількості різних білкових молекул. Молекули деяких білків можна побачити в електронний мікроскоп.

Білки — це природні полімери, утворені α -амінокислотами.

Якщо природні полімери крохмаль і целюлоза мають приблизну відносну молекулярну масу (ступінь полімеризації їхніх молекул буває різним), то молекулярні маси білків чітко визначені. Так, відносна молекулярна маса гемоглобіну дорослої людини дорівнює 64 900, оскільки його молекула містить 3032 атоми Карбону, 4816 атомів Гідрогену, 780 атомів Нітрогену, 872 атоми Оксигену, 8 атомів Сульфуру та 4 атоми Феруму. Його молекули здатні до подальшого сполучення з утворенням вторинної, третинної та четвертинної структур гемоглобіну.



З курсу біології 9 класу пригадайте інформацію про чотирирівневу організацію структури білкових молекул.

Під час приготування яєчні, смаження м'яса чи риби первинна структура білкових молекул зберігається, тоді як інші структури руйнуються. Це явище називається *денатурація*.

Більшість білків не витримує високого нагрівання. Ось чому під час різних захворювань людини температура тіла, що перевищує 40 °С, небезпечна для життя.

Крім температури, руйнування структур білкових молекул спричинюють луги, сильні кислоти, медичний спирт.



Працюємо з медійними джерелами

Оберіть тему **навчального проекту**: «Їжа — джерело будівельного матеріалу організму»; «Дослідження хімічного складу їжі».

Виконайте обраний навчальний проект і презентуйте його для учнів свого класу.



Стисло про основне

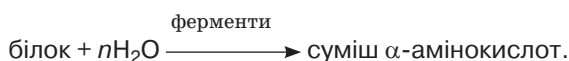
- ✓ Аміноетанова кислота — це нітрогеновмісна органічна сполука, у молекулі якої є дві групи: карбоксильна — COOH та аміногрупа — NH_2 .
- ✓ Найбільше значення для живої природи мають двадцять α -амінокислот. У їхніх молекулах аміногрупа розміщена біля першого після карбоксильної групи атома Карбону.
- ✓ Білки — природні полімери. Серед відомих речовин вони мають найскладнішу будову.
- ✓ Розрізняють первинну, вторинну, третинну та четвертинну структури білкових молекул.



З'ясування будови білків — визначне досягнення хімічної науки. Серед перших учених, хто висловлював думку про утворення білкових молекул з α -амінокислот (таку загальну назву мають амінокислоти, у яких аміногрупа розташована біля першого після карбоксильної групи атома Карбону), був наш співвітчизник Іван Якович Горбачевський.

Німецький учений Еміль Герман Фішер у 1902 р. отримав Нобелівську премію за дослідження здатності амінокислот сполучатися між собою та проведення синтезу пептиду з вісімнадцяти α -амінокислот (сполуки з вмістом від 10 до 100 α -амінокислотних залишків умовно назвали *пептидами*, а понад 100 — *білками*).

У клітинах організмів відбувається гідроліз білків за участі *каталізаторів* (ферментів), більшість із яких — білкового походження. У лабораторних умовах його можна здійснити, вдавшись до нагрівання білка із сильними кислотами або лугами. Під час гідролізу пептидні зв'язки руйнуються й утворюються вільні амінокислоти, що схематично можна записати:



Гідроліз білка призводить до повної втрати всіх його структур.

Знаємо, розуміємо

1. У чому полягає особливість складу молекули аміноетанової кислоти?
2. Обґрунтуйте, яку роль в утворенні білкових молекул відіграють амфотерні властивості амінокислот.
3. Яка речовина — амінокислота чи хлоридна кислота — має різноманітніший якісний склад?
4. Які природні полімери мають сталу відносну молекулярну масу, а які — приблизну?

Застосовуємо

150. Складіть план розпізнавання глюкози, сахарози й білка в розчині за допомогою свіжоосадженого купрум(II) гідроксиду.
151. Застосуйте знання з хімії та біології для пояснення винятково важливої ролі білків у живій природі.
152. Укажіть пару речовин однакового якісного складу.
 - А амоніак й нітратна кислота
 - Б гліцерол й етанова кислота
 - В етанова й аміноетанова кислоти
 - Г сахароза й аміноетанова кислота
153. Розмістіть назви речовин за збільшенням їхньої молярної маси.
 - А аміноетанова кислота
 - Б етанова кислота
 - В амоніак
 - Г азот



Експериментальне дослідження деяких харчових продуктів.

Практична робота 5.

Виявлення органічних сполук у харчових продуктах

Є чимало лабораторій, де здійснюють контроль за якістю харчових продуктів. Із цією метою використовують різні речовини та обладнання. Однак нескладні й доступні досліди можна виконати у школі чи вдома. Ви переконаєтесь у цьому в процесі виконання завдань *практичної роботи 5*, уміщених у рубриці «Хімія — це життя: сторінка природодослідника».

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Завдання 1. Виявлення крохмалю у твердих продуктах харчування та фруктах.

Об'єкти: варена картопля, відварений рис, борошно, яблуко, лимон.

Реактиви: спиртовий розчин йоду, дистильована вода.

Обладнання та хімічний посуд: пробірки, ступка з товчачиком, штатив для пробірок.

Хід виконання завдання

1. Варену картоплю, відварений рис, яблуко, лимон окремо розітріть до кашкоподібного стану в ступці.
2. У пронумеровані пробірки помістіть по 0,5–1 г розтертих продуктів. Ще в одну пробірку насипте невелику кількість борошна.
3. Додайте в кожну пробірку по 2–3 см³ дистильованої води й ретельно перемішайте.
4. Додайте в пробірки по 1–2 краплі розчину йоду.
5. Визначте пробірки, у яких спостерігається синє забарвлення.
6. Оформіть результат проведеного дослідження у вигляді таблиці.

№ пробірки	Продукт	Забарвлення	Наявність крохмалю
1	Варена картопля		
2	Відварений рис		
3	Яблуко		
4	Лимон		
5	Борошно		

Завдання 2. Виявлення крохмалю в кетчупі й майонезі.

Об'єкти: кетчуп, майонез.

Реактиви: дистильована вода, спиртовий розчин йоду.

Обладнання та хімічний посуд: два хімічні стакани, скляна паличка.

Хід виконання завдання

1. В один хімічний стакан помістіть половину чайної ложки кетчупу, а в інший — стільки ж майонезу.

2. До обох стаканів долийте по 5 мл теплої дистильованої води й перемішайте скляною паличкою до утворення однорідної суміші.

3. До вмісту кожного стакану додайте по краплині спиртового розчину йоду.

Запишіть свої спостереження та зробіть висновок про наявність крохмалю в досліджуваних продуктах.

Завдання 3. Виявлення крохмалю у вареній ковбасі.

Об'єкти: варена ковбаса.

Реактиви: дистильована вода, спиртовий розчин йоду.

Обладнання та хімічний посуд: хімічний стакан, ступка з товкачиком, скляна паличка, паперовий фільтр.

Хід виконання завдання

1. Невеликий шматочок вареної ковбаси розітріть у ступці й перенесіть утворену масу в хімічний стакан.

2. Додайте 3–5 мл дистильованої води та обережно перемішайте скляною паличкою.

3. Утворену суміш профільтруйте крізь паперовий фільтр.

4. До фільтрату додайте одну краплину спиртового розчину йоду. Що спостерігаєте?

Зробіть висновок про наявність крохмалю у вареній ковбасі.

Завдання 4. Виявлення глюкози у фруктах.

Об'єкти: розчин глюкози, яблучний сік.

Реактиви: розчин натрій гідроксиду (10%), розчин купрум(II) сульфату (1%).

Обладнання та хімічний посуд: штатив із пробірками, нагрівальний прилад, пробіркотримач, піпетка.

Хід виконання завдання

1. У дві пробірки налейте по 1 мл розчину натрій гідроксиду та додайте по кілька крапель розчину купрум(II) сульфату до утворення осаду.

2. У першу пробірку додайте 1 мл розчину глюкози, а в другу — 1–2 мл яблучного соку.

3. Після розчинення осаду вміст пробірок нагрійте.

Запишіть результати спостереження й зробіть висновок про те, як можна виявити наявність глюкози в харчових продуктах.

Завдання 5. Виявлення жиру в насінинах рослин.

Об'єкти: насінини соняшника, ядро волоського горіха.

Обладнання та хімічний посуд: листки паперу, качалка для тіста, молоток.

Хід виконання завдання

1. Загорніть у папір кілька насінин соняшнику, вивільнених від шкаралупи, та розітріть їх качалкою для тіста чи подрібніть молотком.

2. Розгорніть папір і подивіться, чи залишилася на ньому жирна пляма.

3. Повторіть дослід з ядром волоського горіха.

Чи підтверджують результати вашого дослідження наявність жиру в досліджуваних об'єктах?

Додаткове завдання. Самостійно сплануйте хід виконання досліду з виявлення крохмалю в білому хлібі та сирій картоплині й за ним проведіть дослідження.

Сформулюйте **загальний висновок** про те, як можна виявити наявність крохмалю, глюкози, жиру в харчових продуктах.



Природні й синтетичні органічні сполуки.

Захист довкілля від стійких органічних забруднювачів

Вивчення параграфу допоможе вам:

- ◆ розширити відомості про природні та синтетичні органічні сполуки;
- ◆ усвідомити екологічні проблеми, пов'язані з виробництвом та застосуванням синтетичних органічних речовин;
- ◆ ознайомитись із заходами, до яких вдаються країни світу, щоб захистити довкілля від стійких органічних забруднювачів.

Відомостями про білки та амінокислоти завершилось ваше ознайомлення з органічними речовинами в 9 класі. Серед них є речовини різноманітного складу та будови. Актуалізуйте знання про ці речовини і спільно з іншими учнями виконайте запропоновані завдання.

Працюйте групами

1. Пригадайте гомологічний ряд насичених вуглеводнів. Де в природі трапляються представники цього класу? Наведіть приклади рівнянь реакцій горіння алканів, зазначте практичне використання цих реакцій.
2. Чим етен та етин відрізняються від етану?
На прикладі схеми рівняння полімеризації етену поясніть, як відбувається реакція полімеризації та що означають записи, зроблені у схемі.
3. Складіть схему «Оксигеновмісні органічні речовини» та проілюструйте її відомими вам прикладами речовин.
4. Вам неодноразово доводилося чути вислів «біологічна роль» вуглеводів, жирів, білків. Спираючись на біологічні знання, поясніть, наводячи приклади, як ви це розумієте.
5. Проведіть блиц-турнір між групами на краще виконання запропонованих завдань.

ПРИРОДНІ ОРГАНІЧНІ СПОЛУКИ. Багато природних органічних речовин беруть участь у процесах обміну речовин та енергії, без яких життя на Землі було б неможливим. Вражає те, що зазначені процеси злагоджено й безперервно відбуваються в живій природі.

Найбільш поширені в живій природі *вуглеводи, жири, білки*. Менш поширеними, але не менш важливими, є інші групи органічних речовин, серед яких *нуклеїнові кислоти, вітаміни, естери, органічні кислоти* тощо. Кожна група речовин виконує властиві їй функції, а всі разом вони забезпечують життєдіяльність організмів — ріст, розвиток, відтворення собі подібних.

Звичайно, ви не мали змоги ознайомитися за такий короткий час із великою кількістю органічних речовин. Та вже відомого цілком достатньо, щоб зрозуміти, що без органічних речовин людина жити не може і що природа не встигає створювати необхідну людству кількість органічних речовин. Більше того, люди прагнуть не чекати від природи, а самостійно створювати речовини, яких не існує у природі. Яскравий приклад цього — безліч синтетичних органічних речовин.

СИНТЕТИЧНІ ОРГАНІЧНІ РЕЧОВИНИ. Таку загальну назву застосовують до всіх органічних речовин, утворення яких відбулося за межами живого організму.

Свого часу Д. І. Менделєєв висловив негативну думку щодо основного використання нафти як джерела енергії. Наше століття переконує в далекоглядності вченого. Сьогодні нафтохімічне виробництво вражає своїм розмахом. На основі вуглеводневої сировини нині синтезують пластмаси, синтетичні волокна, каучуки, поверхнево-активні речовини, розчинники, лаки та фарби, запашні речовини, хімічні засоби захисту рослин і багато-багато іншого.


Поцікавтеся складом тканин, який зазначено на етикетках вашого одягу. Це може бути вовна (природне волокно тваринного походження), бавовна (природне волокно рослинного походження), віскоза (її виготовляють із природної сировини целюлози, яку піддають спеціальній хімічній обробці) та багато інших, виготовлених синтетичним способом. У вас може виникнути запитання — одяг з яких волокон кращий? Відповідь на нього буде неоднозначною. Собівартість, висока механічна міцність, водонепроникність, погана теплопровідність, міцність до згину й розриву та інші властивості свідчать на користь синтетичних волокон.

Популярними нині є *поліпропіленове, полівінілхлоридне, поліуретанове* волокна, *капрон, поліестер, акрил, еластан* та інші синтетичні волокна. Їхнє виробництво з року в рік зростає, тому що синтетичні волокна практичні в некомфортних умовах, легкі, міцні, довговічні, швидко сохнуть, погано мнуться. Багато синтетичних волокон («синтетики») використовують для виробництва модного вбрання, спортивного одягу та взуття, спецодягу, необхідного для безпечного перебування в екстремальних умовах, та багатьох інших товарів.

З точки зору гігієни синтетичні волокна поступаються натуральним. Натуральні волокна краще зберігають тепло взимку й забезпечують аерацію влітку. На це слід зважати під час придбання одягу та інших речей.

СТІЙКІ ОРГАНІЧНІ ЗАБРУДНЮВАЧІ (СОЗ). Таку назву й скорочене позначення одержали деякі синтетично добуті речовини, загальним призначенням яких є боротьба з бур'янами, гризунами, комахами, шкідливими кліщами, попелицями, захист рослин від грибкових захворювань тощо. Ці речовини дуже токсичні. Потрапляння навіть незначної їхньої кількості всередину організму людини не минає безслідно. Залежно від концентрації, тривалості впливу, особливостей здоров'я людини та її віку вплив на організм може бути малопомітним (наприклад, слабкий кашель чи головний біль) або значним (інтенсивні конвульсії, втрата здоров'я чи репродуктивної здатності). Молекули цих речовин містять атоми Хлору, які можуть бути причиною утворення ще більш небезпечних сполук.

Стійкі органічні забруднювачі можуть долати значні відстані з повітряними, водними потоками та разом з мігруючими птахами, тваринами й рибами. Учені провели дослідження й виявили одну з таких речовин, відому старшому поколінню під назвою «дуст» (до речі, уже зняту з виробництва), в організмі білих ведмедів — нинішніх мешканців Півночі.



Різні синтетичні органічні забруднювачі мають різний ступінь небезпеки, але всі вони без винятку високотоксичні, стійкі до розкладання, не втрачають токсичності протягом десятиліть, здатні мігрувати в доквіллі на великі відстані, поширюються через їжу.

Проблеми, пов'язані з поширенням стійких органічних забруднювачів, суттєво погіршують якість життя та збільшують ризики захворювань на рак, порушення імунної, нервової систем, спричинюють руйнування печінки, втрату пам'яті, ендокринні захворювання, уроджені дефекти тощо.

Оскільки цим сполукам властива особлива стійкість у навколишньому середовищі, то вони тривалий час без змін містяться в повітрі, воді, ґрунтах і накопичуються у тканинах рослин і тварин, а потім з їжею потрапляють і в організм людини.

Сьогодні на нашій планеті не знайти території без стійких органічних забруднювачів. В останні десятиріччя люди стали усвідомлювати небезпеку для свого здоров'я й навколишнього середовища, яку становлять ці речовини. Усвідомлюючи необхідність проведення заходів із захисту доквілля від стійких органічних забруднювачів, які є об'єктом трансграничного поширення, 22 травня 2001 р. прийнято Стокгольмську конвенцію — перший глобальний документ, який визначив перелік СОЗ, що з роками поповнюється новими речовинами, та конкретні заходи й відповідальність у разі їх невиконання. Із грудня 2007 р. Стокгольмська конвенція про СОЗ набула чинності в Україні. На сьогодні конвенцію підписали близько 200 держав світу.



Спершу мило використовували як лікарський засіб. Його виробляли у невеликих кількостях і продавали лише в аптеках, а жир і бруд зі шкіри видаляли водою, попелом і дрібним річковим піском. Нині ж мило — найпоширеніша в побуті речовина, що входить до складу різноманітних мийних засобів, у тому числі господарського та туалетного мила. Якщо два рази підряд помити руки милом, то інші засоби дезінфекції будуть непотрібні.

Миловаріння в Україні заснували в XVI ст. Нині мило різного асортименту й призначення (мийний, дезінфікувальний, пральний засіб, сировина для виробництва косметики, водоемульсійних фарб тощо) виробляють у великій кількості понад 10 українських миловарних заводів.

Тваринні жири — не дешева сировина миловарної промисловості, тоді як синтетичні вищі карбонові кислоти — продукти органічного синтезу — значно дешевші. Пояснюється це тим, що сировиною для їх одержання є вуглеводні нафти.

Стисло про основне



- ✓ Найбільш поширеними в природі органічними речовинами є жири, білки та вуглеводи.
- ✓ Природні органічні речовини створюються в довершених лабораторіях — клітинах живих істот.
- ✓ Людина навчилася створювати (синтезувати) органічні речовини за межами організмів. Сьогодні виробництво синтетичних органічних речовин набуло великих масштабів.
- ✓ Окрім користі, синтетичні органічні речовини можуть заподіяти шкоду людині й довкіллю при неправильному їх використанні.

Застосовуємо

154. Використання стійких органічних забруднювачів (СОЗ) сприяє підвищенню урожайності сільськогосподарських культур, а отже, й рівня благополуччя людей. Але водночас СОЗ становлять реальну загрозу і здоров'ю людей, і довкіллю. Виходячи із цього, висловіть своє судження про необхідність і доцільність розвитку індустрії виробництва СОЗ, проведення нових досліджень із цієї проблеми.

155. Проведіть одне із соціологічних опитувань щодо: а) користі й шкоди СОЗ; б) участі школярів у розв'язанні екологічних проблем місцевості.

156*. У кожній оселі нині не обходяться без товарів побутової хімії (засоби для миття, прання, чищення, догляду за ванною, посудом тощо).

Завдання 1.

Ознайомтеся зі змістом інструкцій товарів побутової хімії, зробіть висновок про їхній хімічний склад, доцільність і безпечність використання в домашніх умовах.

Завдання 2.

Результати дослідження запишіть у робочий зошит у вигляді таблиці.

Назва товару побутової хімії	Склад	Призначення	Заходи безпеки під час роботи



Завдання різних рівнів складності з теми «Найважливіші органічні сполуки»

1. Установіть відповідність між назвою та формулою вуглеводнів.

Назва		Формула	
1	метан	А	C_2H_2
2	етен	Б	C_2H_4
3	етан	В	C_2H_6
4	етин	Г	CH_4
		Д	C_6H_6

2. Установіть відповідність між видом формули речовини та наведеним конкретним прикладом.

Назва виду формул		Приклад	
1	молекулярна	А	$CH_3 - CH_3$
2	електронна	Б	$\begin{array}{cccc} H & & H & \\ \cdot\cdot & & \cdot\cdot & \\ H & : & C & : & C & : & H \\ \cdot\cdot & & \cdot\cdot & & \cdot\cdot & & \cdot\cdot \\ H & & H & & & & \end{array}$
3	структурна	В	$\begin{array}{ccccccc} & & H & & H & & \\ & & & & & & \\ H & - & C & - & C & - & H \\ & & & & & & \\ & & H & & H & & \end{array}$
4	напівструктурна	Г	$CH_3COO^- + H^+$
		Д	C_2H_6

3. Зазначте характеристики гомологів метану.

- А мають однаковий кількісний склад
- Б мають однаковий якісний склад
- В мають різний кількісний склад
- Г подібні за хімічною будовою
- Д виявляють схожі хімічні властивості

4. Оберіть формули гомологів метану.

- А C_2H_4
- Б C_6H_{14}
- В C_5H_{10}
- Г C_2H_6

12. Гідрування етену відбувається за схемою $C_2H_4 + H_2 \rightarrow C_2H_6$. Визначте об'ємний склад суміші етену з воднем, якщо об'єм суміші після реакції зменшився на 20 л і залишилося 4 л водню. Об'єми газів виміряно за однакових умов.
13. Який об'єм хлору (н.у.) приєднався до етину, якщо маса утвореного продукту дорівнює 33,6 г?
14. Оберіть речовину, з якою не реагує етанова кислота.
- А магній
 - Б магній оксид
 - В калій гідроксид
 - Г метан
15. Обчисліть масові частки та відношення мас елементів у аміноетановій кислоті.
16. Об'єм води, якою розбавляють 200 г розчину з масовою часткою сахарози 50 % та одержують новий розчин з масовою часткою цієї сполуки 20 %, дорівнює...
- А 50 мл
 - Б 100 мл
 - В 300 мл
 - Г 200 мл
17. Який об'єм води необхідно випарувати з розчину масою 300 г і масовою часткою сахарози 20 %, щоб утворився розчин з масовою часткою 25 %?
18. Де більше атомів Карбону: у порції етанової кислоти масою 90 г чи в порції глюкози масою 90 г?
19. Однаковою чи різною буде масова частка розчиненої речовини в таких розчинах:
- а) виготовленому з 0,25 моль глюкози і 255 мл води;
 - б) виготовленому з 0,5 моль метанолу і 84 мл води?
20. Двовалентний метал масою 6 г витіснив з етанової кислоти водень об'ємом 5,6 л (н.у.). Визначте назву цього металу й обчисліть масу розчину етанової кислоти з масовою часткою розчиненої речовини 10 %, що прореагував.
21. Добова норма вуглеводів 4–5 г на 1 кг маси тіла людини. Визначте об'єм вуглекислого газу, що утворюється внаслідок окиснення добової порції глюкози у вашому організмі.

Тема 4

Узагальнення знань з ХІМІЇ



Узагальнення знань на цьому етапі вивчення хімії піднімає їх на якісно новий рівень, дає змогу на основі конкретних фактів переходити до загального й охоплює:

- ♦ обґрунтування місця хімії серед природничих наук, її значення для розуміння наукової картини світу;
- ♦ визначення ролі хімічних знань у пізнанні природи; у пізнанні будови речовин та хімічних процесів; у житті суспільства;
- ♦ з'ясування значення хімічних процесів (горіння, дихання, фотосинтезу тощо) у природі;
- ♦ розуміння впливу хімії на довкілля та її ролі в розв'язанні екологічних проблем;
- ♦ засвоєння значення хімічних знань як складової загальної культури людини.



Місце хімії серед наук про природу, її значення для розуміння наукової картини світу



Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- ♦ характеризувати місце хімії серед наук про природу;
- ♦ наводити приклади взаємозв'язків між природничими науками;
- ♦ обґрунтувати роль хімії в пізнанні будови речовин та хімічних процесів;
- ♦ оцінювати значення хімічних знань для розуміння наукової картини світу.

ВЗАЄМОЗВ'ЯЗОК НАУК ПРО ПРИРОДУ.

Як вам відомо, до наук, що вивчають природу, належать астрономія, біологія, географія, екологія, фізика, хімія. Маючи спільний об'єкт досліджень, ці науки розвиваються в тісному взаємозв'язку, досить часто використовують однакові методи дослідження. Знання однієї науки доповнюють і розширюють знання інших, допомагають з'ясувати причини різноманітних явищ. Наприклад, обґрунтована Д. І. Менделєєвим періодична залежність між властивостями хімічних елементів та їхніх сполук і місцем розташування елементів у створеній ним періодичній системі була пояснена фізиками. Фізики з'ясували складну будову

атома та встановили наявність у ньому ядра й електронної оболонки, а також вивчили її будову. Це дало змогу здійснити сучасне трактування періодичного закону.



Пригадайте сучасне формулювання періодичного закону.

Відтепер фізики використовують періодичний закон для відкриття нових хімічних елементів, прогнозування властивостей їхніх сполук.

Іншим прикладом взаємозв'язку між природничими науками може бути відкриття хіміками кисню у складі повітря. Це зробили майже одночасно Карл-Вільгем Шеєле, Антуан Лоран Лавуазьє та Джозеф Прістлі. Їхнє відкриття дозволило біологам дослідити процес живлення рослин, а фізикам — відкрити газові закони.

Або ще такий приклад. Хімічний елемент Гелій був відкритий раніше на Сонці, ніж на Землі (звідси й походження назви — *сонячний*, бо з грец. *helios* означає сонце). Передбачуваність періодичного закону підтверджено і цим відкриттям, оскільки Гелію та всій родині інертних хімічних елементів знайшлося місце в періодичній системі.

Освоєння Космосу сягнуло такого рівня, що космічні апарати побували на поверхні природного супутника Землі — Місяця та сусідніх планетах, завдяки чому земляни отримали зразки порід небесних тіл. Дізнатися про їхній склад — це вже робота хіміків. А щоб сконструювати космічні ракети, кораблі, штучні супутники, космічні станції, знадобилися знання і з фізики, і з хімії, і з астрономії.

Усього лише кількох прикладів вистачає, аби переконатися, що відкриття в одній науці про природу примножують досягнення інших природничих наук і що хімія перебуває в тісному взаємозв'язку з ними (схема 23).

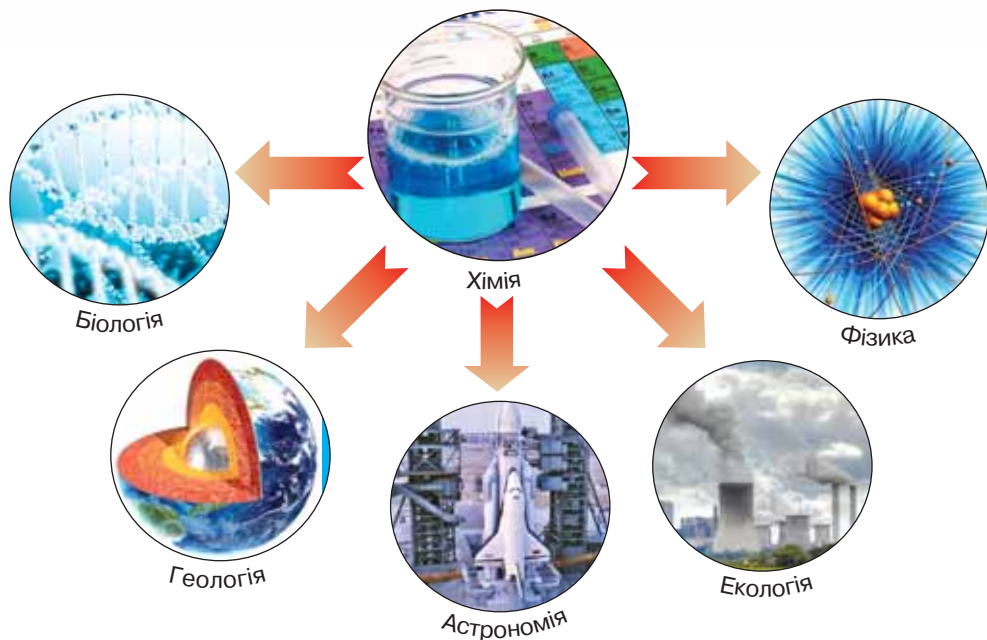


Схема 23 Взаємозв'язок хімії з іншими природничими науками

Особливо тісний зв'язок хімії з фізикою, біологією й географією. Зокрема, хімія не обходиться без фізичних величин та одиниць їх вимірювання. Різноманітність явищ природи виявляється насамперед у фізичних явищах — механічних, звукових, світлових, електричних тощо. Це вони супроводжують хімічні явища та біологічні процеси. І щоб зробити висновок про те, чи відбулося хімічне явище, ми акцентуємо увагу на фізичних явищах, які його супроводжують. Наприклад, на появі світла під час горіння магнію, на випаданні осаду при взаємодії кухонної солі з розчином аргентум(I) нітрату, на виділенні вуглекислого газу при взаємодії питної соди з етановою кислотою тощо.

Отже, ґрунтуючись на фізичних знаннях, хіміки успішно здійснюють дослідження хімічних явищ, пояснюють відмінності будови речовин, установлюють склад небесних тіл, що є наступною сходинкою в пізнанні природи.

РОЛЬ ХІМІЧНИХ ЗНАТЬ У ПІЗНАННІ ПРИРОДИ. Не менш важливими є хімічні знання для інших природничих наук. Наприклад, фізики, коли йдеться про поширення звуку в різних середовищах, звертаються до будови речовин, установлені хіміками. Пригадайте, як на уроках природознавства ви дізналися про те, що відсутність на Місяці повітряної оболонки є причиною того, що звуки там не поширюються. Струм у металах, електричну провідність речовин та їхніх розчинів, роботу гальваніч-

них елементів й акумуляторів тощо у фізиці вивчають, спираючись на хімічні знання про електролітичну дисоціацію речовин у розчинах та розплавах, металічний хімічний зв'язок, процеси відновлення та окиснення.

У науці цікавим є той факт, що до відкриття хіміком Сванте Арреніусом електролітичної дисоціації серед фізиків переважала думка, відома в науці під назвою «помилка Фарадея». Відомий учений Майкл Фарадей вважав, що речовини дисоціюють на йони під впливом електричного струму.

Але ж ви добре знаєте, що електричний струм є *наслідком*, а не *причиною* появи заряджених частинок у розчині чи розплаві. Спостерігаючи демонстраційні досліди вчителя хімії під час вивчення електролітичної дисоціації, ви переконалися, що твер-



Пригадайте, яку роль у процесі електролітичної дисоціації відіграють молекули води.

да кухонна сіль струм не проводить і лампа не світиться, тоді як розчинена у воді сіль є провідником струму.

Тож у цьому разі фізиці прислужилися хімічні знання.

З будовою атома та його електронної оболонки пов'язано вивчення хіміками хімічного зв'язку, окисно-відновних реакцій.

У 10 класі на уроках фізики вам знадобляться знання з хімії про кількість речовини, будову речовин, їхні хімічні властивості та інші.

Отже, між хімією та фізикою існує тісний взаємозв'язок, володіння хімічними знаннями допомагає здобувати нові фізичні знання й навпаки.

Нині знання з фізики та хімії настільки поєднані, що виникла окрема наукова галузь — *фізична хімія*.

Однак і фізика, і хімія стосуються передусім тіл неживої природи, тоді як біологія вивчає живу природу, закономірності існування якої значно складніші. Щойно ви завершили ознайомлення з найважливішими органічними сполуками, з біологічною роллю жирів, білків, вуглеводів і зрозуміли, що вчені в галузі біології не можуть здійснювати дослідження, робити нові відкриття, не скориставшись знаннями про хімічні елементи, жири, вуглеводи, вищі карбонові кислоти, крохмаль, целюлозу, білки, нуклеїнові кислоти тощо. Ці знання важливі, по-перше, тим, що організми живляться речовинами, які є своєрідним будівельним матеріалом для створення нових клітин. По-друге, у живій природі безупинно відбувається обмін речовин та енергії.

Досягнення хімії у вивченні біокаталізаторів — ферментів — дали змогу пізнати хімізм багатьох процесів, що відбуваються в організмах, а відтак навчитися впливати на їх перебіг.

Окремі галузі хімії досліджують хімічний склад організмів і середовище їхнього існування, хімічні реакції, що відбуваються в клітинах, вплив різних чинників (наприклад, температури, радіаційного випромінювання, штучно створених речовин тощо) на організм.

Хімічні та фізичні методи допомагають описувати й досліджувати біологічні об'єкти, як-от: будову та функції біополімерів, молекулярні механізми хімічних процесів організмах та їхню регуляцію, вплив радіоактивного випромінювання на організми, які населяють нашу планету, особливості дії різних речовин на їхню життєдіяльність, а також вплив речовин, виділених з одних організмів, на інші. Зокрема, у складі гриба *пеніцилу* за допомогою хімічних методів виявлено речовину *пеніцилін*, яка лікує різні хвороби, що раніше вважалися невиліковними. Особливо ефективний пеніцилін та інші, добуті пізніше речовини, у лікуванні запальних процесів, що виникають унаслідок поранення чи хірургічної операції, запалення легень, грипу тощо. Це відкриття, зроблене в 1943 р., врятувало життя багатьом людям.

Досить молодою наукою є *молекулярна біологія*. З її назви стає зрозуміло, що в ній тісно переплітаються хімічні знання, які застосовують під час вивчення живої природи на молекулярному рівні.

У «Словнику іншомовних слів», опублікованому в 1955 р., уявлення про *ген* було названо витвором фантазії купки вчених, а передавання спадкових ознак від батьків до нащадків — шкідливим намаганням антинауково пояснити процеси розмноження організмів. Відтоді минуло лише півстоліття, і за такий короткий для розвитку науки час спільними зусиллями хіміків та біологів, котрі у своїх дослідженнях послуговувалися найновішими й найсучаснішими на той час фізичними методами досліджень і приладами, здобуто підтвердження законів спадковості. Деяко пізніше американський біохімік Джеймс Уотсон та англійський біофізик Френсіс Крік, ґрунтуючись на рентгеноструктурних даних, одержаних для ДНК, дослідили просторову структуру нуклеїнових кислот, їхню участь у процесах передавання й відтворення спадкових ознак організмів, за що були удостоєні найвищої наукової нагороди — Нобелівської премії. З'ясування структури ДНК стало революційною подією в пізнанні природи.

Гірські породи та мінерали — це сполуки різних хімічних елементів, а Світовий океан, що вкриває 2/3 поверхні нашої планети, складається з водного розчину різноманітних речовин. Відтак географічна наука також використовує знання хімії у своїх дослідженнях. А хімія користується здобутками географії, коли необхідно визначитися із сировинною базою, доцільністю розташування хімічних виробництв на певних територіях тощо.

Таким чином, хімія разом з іншими природничими науками здійснює вивчення живої й неживої природи на рівні кількісного та якісного складу речовин, їхніх хімічних властивостей, добування та застосування.

Цілісність досліджень, що їх здійснюють різні природничі науки, дає змогу встановлювати причини й наслідки явищ у живій і неживій природі, є запорукою пізнання природи, збереження та примноження її багатств.



Стисло про основне

- ✓ Хімія — одна з природничих наук, що досліджує речовини та хімічні явища у взаємозв'язку з іншими природничими науками.
- ✓ У своїх дослідженнях хіміки спираються на досягнення інших природничих наук — фізики, астрономії, біології, географії, а вони використовують хімічні знання.
- ✓ Завдяки хімічним знанням з'ясовано склад небесних тіл та організмів, що населяють нашу планету, розкрито таємниці збереження життя на Землі, здійснено багато наукових відкриттів.
- ✓ Хімічні знання сприяють розумінню наукової картини світу і є запорукою пізнання природи.

Знаємо, розуміємо

1. Наведіть приклади використання знань різних природничих наук для розвитку хімії.
2. Яку роль відіграють хімічні знання в: а) астрономії; б) біології; в) географії; г) фізиці?

Застосовуємо

- 157.** Проілюструйте схему взаємозв'язку природничих наук у пізнанні природи власними прикладами.
- 158*.** Висловте та обґрунтуйте свою точку зору на роль хімічних знань у пізнанні природи.



Роль хімічної науки для забезпечення сталого розвитку людства

Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- ♦ усвідомити роль хімічної науки для забезпечення сталого розвитку людства
- ♦ пояснити роль хімії в житті суспільства, збереженні довкілля та здоров'я людей

ПОНЯТТЯ СТАЛОГО РОЗВИТКУ. Створення нових речовин і матеріалів, рівень розвитку промислового виробництва, транспорту, сільського господарства є важливими показниками розвитку суспільства. Цілком очевидно, що соціальний прогрес, економічне зростання неможливі без застосування досягнень хімії.

Разом з цим невпинний розвиток економіки спонукає до впровадження великої кількості нових технологій, які створюють екологічну

небезпеку, породжують ризики для екосистем і здоров'я не лише нинішніх жителів планети Земля, а й майбутніх поколінь.

Мета сталого розвитку — задовольняти потреби сучасного суспільства, не ставлячи під загрозу життя й діяльність майбутніх поколінь. Досягнення цієї мети можливе за умови рівноважного стану між економічним ростом, соціальною спільнотою та навколишнім природним середовищем.

Сталий розвиток людства полягає у встановленні балансу між задоволенням його сучасних потреб у безпечному й здоровому довікллі та захистом від негативного впливу «благ цивілізації» майбутніх поколінь людей.

Ефективними технологіями, що сприяють сталому розвитку, є вироблення електричної енергії за рахунок енергії вітру та Сонця (мал. 51). Без досягнень хімічної науки їх створення було б неможливим.



Мал. 51 Вітрова та сонячна електростанції

Сталий розвиток невіддільний від оптимального використання обмежених природних ресурсів і використання екологічно безпечних (природо-, енерго- й матеріалозберігаючих) технологій, створення екологічно прийнятної продукції, мінімізації, переробки та знищення відходів.

З екологічної точки зору сталий розвиток має забезпечувати цілісність біологічних і фізичних природних систем, тоді як забруднення навколишнього середовища і втрата біологічного розмаїття зменшують здатність екологічних систем до самовідновлення.

Серйозні проблеми створюють: забруднення шкідливими відходами хімічних виробництв, чорної та кольорової металургії, викидними газами автомобільного транспорту, теплових електростанцій. Негативними для сталого розвитку людства наслідками цих процесів стає забруднення води й атмосфери, поява кислотних дощів і теплового ефекту, катастрофічне зменшення різноманітності флори та фауни.

За даними всесвітньої організації ООН, в атмосферу щорічно викидається 110 млн т сульфур(IV) оксиду; 70 млн т нітроген(IV) оксиду; 180 млн т карбон(IV) оксиду. До складу газових викидів може входити пил, що містить карбон у вигляді сажі, та інші речовини.

Наступне джерело забруднення середовищ життя — промислові та побутові стічні води. Як вам відомо з географії, чимало виробництв потребують великої кількості води в різних цілях. Відпрацьована вода може містити багато неорганічних речовин, у тому числі йони таких металів, як Меркурій, Цинк, Кадмій, Купрум, Плюмбум, Хром, різні органічні сполуки.



Поміркуйте і зробить висновок, як забруднення відходами промислових виробництв позначається на сталому розвитку людства.

У попередньому параграфі узагальнено інформацію про хімію як природничу науку, що своїми дослідженнями речовин та їх перетворень сприяє розвитку й взаємозв'язку між науками про природу. Важливо й те, що хімічна наука дає пояснення процесам, що відбуваються у природі. Для сталого розвитку користь від цього очевидна. До прикладу, фотосинтез супроводжується багатьма хімічними реакціями, що детально досліджені в біохімії. Окрім утворення органічної речовини глюкози, відбувається виділення життєво необхідної неорганічної речовини кисню (схема 24).

на наука дає пояснення процесам, що відбуваються у природі. Для сталого розвитку користь від цього очевидна. До прикладу, фотосинтез супроводжується багатьма хімічними реакціями, що детально досліджені в біохімії. Окрім утворення органічної речовини глюкози, відбувається виділення життєво необхідної неорганічної речовини кисню (схема 24).

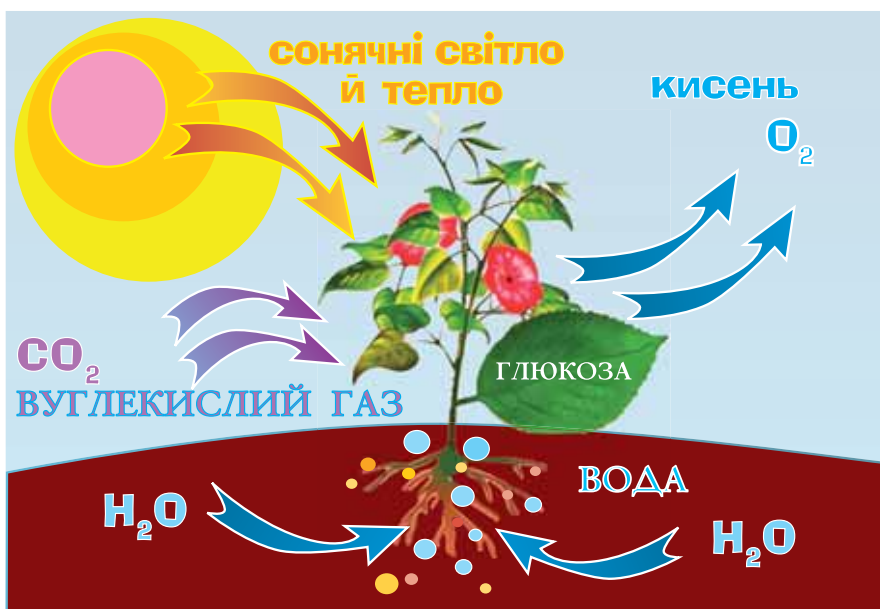


Схема 24 Явище фотосинтезу

Хіміки довели, що фотосинтез — важливий і єдиний процес у природі, що підтримує вміст кисню в повітрі. Завдяки фотосинтезу неорганічні речовини (вуглекислий газ і вода) перетворюються на органічні сполуки.

Тому, опікуючись сталим розвитком людства, кожен житель планети має усвідомлювати, наскільки важливо примножувати, а не зменшувати зелені насадження, дбати про чистоту повітря.

З курсу економічної та соціальної географії України вам відомо, що економічне зростання України обумовлюють будівництво, важка, легка та харчова промисловість, транспорт, сільське господарство. Усі зазначені структурні складові економіки держави функціонують і розвиваються завдяки втіленню хімічних знань у практику.

Нині важко знайти якийсь матеріал, прилад, конструкцію, виготовлення яких відбувалось би без використання хімічних знань.

Не менш важливі для сталого розвитку людства досягнення харчової та фармацевтичної промисловості неможливі без практичного втілення хімічних знань. Удосконалення способів переробки та зберігання продуктів харчування, поліпшення їхніх смакових та енергетичних якостей також відбувається завдяки хімії. Більшість сучасних лікарських препаратів мають синтетичне, а не природне походження.

Нині різні види транспорту використовують настільки багато бензину та іншого палива, виробленого з нафти, що задля сталого розвитку людства перед хімічною наукою постало завдання пошуку способів його заміни на альтернативні — більш дешеві й екологічно доцільніші, тобто сприятливі для реалізації мети сталого розвитку види. У багатьох країнах світу, у тому числі й в Україні, учені працюють над технологічним втіленням цієї ідеї з метою перетворення біомаси (деревини, соломи, листя та стебел рослин, лушпиння соняшнику тощо) на біопаливо.

У смт Рокитне на Київщині у 2015 р. запрацювала перша черга біогазового комплексу. Тут діє найпотужніша біогазова установка в Україні, що є однією з найбільших у країнах Східної Європи. Вона працює на жомі, кукурудзяному силосі, сорго та відходах органіки.

Роль хімії в житті суспільства полягає також у тому, що з появою хімічних заводів чи підприємств інших галузей, де хімічні знання знаходять застосування, виникають великі міста, цілі промислові центри. А це оптимізує систему розселення та розвиток поселень, покращує показники зайнятості працездатного населення, тобто сприяє працевлаштуванню українських громадян у своїй країні, а не за кордоном.

Значення хімії для сталого розвитку вбачається ще й у тому, що виробляються нові, відсутні у природі матеріали, які за своїми властивостями не поступаються, а то й перевершують природні. Зокрема, це унікальні матеріали, з яких виготовляють одяг пожежників, кулезахисні жилети й шоломи, одяг, що захищає від радіоактивного випромінювання, металопластикові вікна, колеса автомобілів тощо (мал. 52).

Нині перед хіміками постають нові невідкладні завдання. Створення спільно з іншими науками нанотехнологій (префікс нано- вживається для позначення дуже малих розмірів, від грец. *nannos* — карликовий) — один зі способів їх розв'язання. Нанотехнології з'явилися завдяки поєднанню новітніх досягнень біології, фізики, хімії, що дають змогу працювати на атомному та молекулярному рівнях, тобто замість роботи з речовинами



Мал. 52

Вироби, створені завдяки досягненням хімічної науки:

- а* — одяг пожежника; *б* — кевларовий шолом;
в — металопластикові вікна;
г — автомобільні покришки

перейти до роботи з окремими атомами та молекулами. На такі технології чекає велике майбутнє в науці, техніці, медицині, сільському господарстві. І безперечно, вони відіграють визначну роль у забезпеченні сталого розвитку людства.

Досить часто хімічні виробництва, забезпечуючи людство цінними речовинами й матеріалами, продукують відходи, що шкодять довкіллю. Це створює серйозні проблеми, які проявляються в глобальних масштабах. Середовища життя на планеті Земля (водне, наземно-повітряне, ґрунтове) забруднюються шкідливими відходами хімічних виробництв, чорної та кольорової металургії, автомобільного транспорту й теплової енергетики тощо. Негативними наслідками цих процесів стає забруднення води й атмосфери, поява кислотних дощів і теплового ефекту, катастрофічне зменшення різноманітності флори та фауни.

Створювані заради користі людини матеріали часто завдають шкоди довкіллю, а отже й людині, бо стають побутовими відходами, що не розкладаються в природі, масово накопичуються як сміття. Так, відпрацьовані пляшки з полімерних матеріалів, поліетиленові пакети становлять на сьогодні близько 10 % від загальної кількості відходів.

Тривалий час продукцію харчової промисловості пакували в картонну та скляну тару. Нині ж основним пакувальним матеріалом стали полімерні матеріали.

Щоб зберегти природу від засмічення, хіміки пропонують виготовляти екологічно безпечні полімерні матеріали. Дослідження в цьому напрямі тривають із 70-х років ХХ ст. Доведено, що додавання природних полімерів (крохмалю, целюлози, хітину) до синтетичної полімерної маси робить її «їстівною» для мікроорганізмів і знижує стійкість проти температури, сонячного світла, тепла, вологи. Тож дібравши відповідний вміст біодобавки, можна виготовити матеріал, що піддаватиметься розкладан-

ню бактеріями, а не накопичуватиметься як сміття. Так, поліетилен з добавками крохмалю руйнується упродовж 4–8 місяців. Запропонували хіміки й технологію вторинної переробки полімерної сировини.

Виготовлення полімерів, здатних до природного розкладання, — перспективний спосіб збереження природи від забруднення побутовими відходами у вигляді полімерної тари, плівок тощо.

ШКЛУВАННЯ ПРО СТАЛИЙ РОЗВИТОК ЛЮДСТВА НА ДЕРЖАВНОМУ ТА МІЖДЕРЖАВНОМУ РІВНЯХ. Щоб досягти рівноважного стану й не продукувати ризики погіршення сталого розвитку людства, наша держава приймає спеціальні закони. Так, в Україні діють закони «Про охорону навколишнього природного середовища», «Про охорону водних ресурсів», «Про охорону атмосферного повітря» та інші.

Навіть великій і промислово розвиненій країні, що має вагомі наукові досягнення з природознавства, одній не під силу локалізувати шкідливі наслідки виробництва. Тому в наш час розвивається міжнародне співробітництво. Держави прагнуть вирішувати проблеми сталого розвитку людства спільними зусиллями. Ось чому так потрібні нашій державі й усій планеті люди, хімічні знання яких скеровані на сталий розвиток людства.

Стисло про основне

- ✓ Нинішні мешканці нашої планети зобов'язані надати розвитку сталого й довготривалого характеру для того, щоб він відповідав потребам людей, які живуть зараз, і при цьому не створював проблем для майбутніх поколінь.
- ✓ Хімія — могутній чинник існування природи та розвитку суспільства.
- ✓ Людина навчилася добувати величезну кількість цінних для суспільного господарства речовин і матеріалів.
- ✓ Основними завданнями сучасної хімічної науки є добування речовин із заданими властивостями, розробка ефективних способів знешкодження відходів та перетворення їх на корисні для людини речовини, створення новітніх технологій.

Інформаційна сторінка

Отруйний тютюновий дим забруднює повітря в сотні тисяч разів інтенсивніше, ніж будь-який металургійний чи хімічний комбінат. За даними Всесвітньої організації охорони здоров'я (ВООЗ), від хвороб, спричинених палінням, щорічно помирає 1,5 млн осіб, а витрати на лікування, пов'язані з цим злом, сягають 100 млрд доларів щорічно.

Знаємо, розуміємо

1. Оцініть роль хімічних процесів у природі.
2. Наведіть приклади, що підтверджують роль хімії в суспільному виробництві.

Застосовуємо

159. З'ясуйте екологічні проблеми вашої місцевості, запропонуйте способи їх вирішення чи зменшення негативного впливу на довкілля.
160. Розробіть особистий екологічний кодекс і всіляко дотримуйтесь його.



Працюємо з медійними джерелами

Користуючись різними інформаційними джерелами, у тому числі й мережею Інтернет, розробіть і презентуйте групові проекти, у яких розкрийте роль хімічних знань у сталому розвитку людства.



Хімічна наука та виробництво в Україні. Видатні вчені — творці хімічної науки

Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- ◆ називати найважливіші хімічні виробництва в Україні;
- ◆ називати імена видатних вітчизняних і зарубіжних учених-хіміків.

ХІМІЧНЕ ВИРОБНИЦТВО В УКРАЇНІ.

Можна з упевненістю сказати, що на території сучасної України хімічне виробництво велося здавна. Так, у скіфських похованнях (VI–IV ст. до н.е.) виявлено бронзові, срібні та золоті вироби. У часи середньовіччя українці фарбували тканини, варили скло, виготовляли ліки, барвники та порох. Починаючи з другої половини

XIX ст., нарощувались темпи виробництва чавуну, сталі, коксування кам'яного вугілля та інші виробництва.

Сьогодні, спираючись на здобутки світової й вітчизняної науки, маючи міцну сировинну базу, Україна сформувала потужну хімічну індустрію. На основі переробки нафти, газу й вугілля в Україні успішно розвивається органічний синтез. У Запоріжжі й Луцьку виробляють пластмаси, у Києві, Черкасах і Чернігові — хімічні волокна, у Львові, Одесі, Харкові та Дніпрі — лаки й фарби, у Калуші й Черкасах — мінеральні добрива й сировину для них. Налагоджено працює індустрія побутової хімії.

Загалом хімічна промисловість України налічує понад 200 підприємств і випускає продукцію понад 120 тис. найменувань.

1. Скористайтесь картою «Хімічна промисловість України» (додаток, с. 223) і пригадайте з економічної географії, де в Україні діють хімічні заводи та яку продукцію вони виробляють.
2. Доповніть новими прикладами характеристику хімічних виробництв в Україні.

ХІМІЧНА НАУКА В УКРАЇНІ. Держава приділяє постійну увагу проведенню досліджень, заснованих на хімічних знаннях. В Україні з 1918 р. функціонує Національна академія наук (НАН України), а в її структурі нині діють понад 10 науково-дослідних інститутів, що вивчають речовини й хімічні процеси: Інститут біологічної хімії ім. Ф. Д. Овчаренка, Інститут біохімії імені О. В. Палладіна, Інститут загальної та неорганічної хімії ім. В. І. Вернадського, Інститут колоїдної хімії та хімії води ім. А. В. Думанського, Інститут органічної хімії, Інститут фізичної хімії ім. Л. В. Писаржевського, Інститут хімії високомолекулярних сполук, Інститут хімії поверхні ім. О. О. Чуйка та інші наукові установи. У них талановиті вітчизняні вчені здійснюють найрізноманітніші дослідження для розвитку науки та суспільного виробництва. Результати цих досліджень знаходять широке практичне застосування. Найсучасніші дослідження українських хіміків стосуються нанотехнологій і наноматеріалів.

Сучасну хімію представляють різні галузі знань (схема 25).



Схема 25 Галузі хімічних знань

ВИДАТНІ ХІМІКИ, КОТРІ ПРОСЛАВИЛИ УКРАЇНУ СВОЇМИ ВІДКРИТТЯМИ.

Вернадський Володимир Іванович (1863–1945)

Організатор і перший президент Української академії наук (УАН), почесний академік зарубіжних академій. За його ініціативи почалося створення біогеохімічної лабораторії. Його наукові праці присвячено дослідженням хімічного складу земної кори, атмосфери, гідросфери, міграції хімічних елементів у земній корі, ролі й значенню

радіоактивних елементів у її еволюції. Творець науки біогеохімії, засновник вітчизняної школи геохіміків, основоположник учення про біосферу та ноосферу, історик науки, філософ, натураліст.

Серед численних наукових праць ученого (понад 700) — «Хімічна будова біосфери Землі та її оточення», задум і зміст якої вражають і сьогодні. Геніальним є передбачення ученим глобальних екологічних проблем, про які на початку ХХ ст. ніхто й гадки не мав: «У геологічній історії біосфери перед людиною відкривається величезне майбутнє, якщо вона зрозуміє це й не буде використовувати свій розум і свою працю на самознищення».



Горбачевський Іван Якович (1854–1942)

І. Я. Горбачевський — учений-хімік і біохімік, котрий синтезував і дослідив сечову кислоту. Це дослідження дозволило встановити джерела і шляхи утворення сечової кислоти в людському організмі. Згодом воно було покладено в основу методу діагностування захворювань, сприяло розвитку клінічної медицини.

Учений одним з перших виділив у чистому вигляді амінокислоти та показав, що вони є мономерами білків. У 1924 р. він підготував підручники з хімії: «Неорганічна хімія», «Органічна хімія», «Фізіологічна хімія», які були написані чеською та українською мовами.

Він причетний до розроблення української хімічної та медичної термінології.

Понад 60 років І. Горбачевський жив і працював за кордоном. 2004 рік ЮНЕСКО визнало роком академіка Івана Яковича Горбачевського. Ім'я цього видатного українця в радянські часи було мало відоме навіть у Галичині — на його батьківщині.



Зелінський Микола Дмитрович (1861–1953)

З усіх предметів, які викладали в Новоросійському університеті (м. Одеса), де навчався М. Зелінський, його найбільше цікавила хімія. У 1884 р. після отримання диплома про закінчення університету він залишився працювати в ньому на кафедрі хімії. У 1891 р. захистив докторську дисертацію, яка стала першим у Росії значним дослідженням зі стереохімії.

У 1893 р. М. Д. Зелінського запросили працювати професором на кафедру органічної й аналітичної хімії Московського університету. Він також організував кафедру органічної хімії на Московських вищих жіночих курсах й очолив її.

Під час Першої світової війни, коли застосовувалися хімічні бойові речовини, професор М. Зелінський розробив протигаз, який допоміг зберегти життя тисячам солдатів. Учений був одним із засновників Інституту органічної хімії Академії наук СРСР.



Пилипенко Анатолій Терентійович (1914–1993)

Анатолій Терентійович Пилипенко — академік НАН України, доктор хімічних наук, професор, заслужений діяч науки і техніки України, лауреат Державної премії України, відомий учений у галузі аналітичної хімії та хімії комплексних сполук.

Роботи А. Пилипенка та очолюваної ним школи хіміків-аналітиків сприяли тому, що Україна посіла одне з провідних місць у галузі спектروفотометричних, люмінесцентних та інших методів аналізу.

У 1968 р. вчений очолив відділ теоретичної хімії в Інституті загальної та неорганічної хімії АН УРСР. З 1976 р. А. Пилипенко — директор Інституту колоїдної хімії та хімії води ім. А. Думанського АН УРСР та завідувач відділу аналітичної хімії інституту. До кінця життя він керував виконанням аналітичної частини державних програм «Чиста вода» та «Питна вода», брав активну участь у ліквідації наслідків Чорнобильської трагедії.



Палладін Олександр Володимирович (1885–1972)

О. В. Палладін — засновник сучасної біохімії й молекулярної біології, теоретичної й практичної медицини, один з організаторів Міжнародного нейрохімічного товариства, товариств фізіологів, біохіміків і фармакологів СРСР і України, Харківського медичного товариства, Товариства «Знання» України, а також засновник «Українського біохімічного журналу» та міжнародних журналів «The Journal of Neuroscience», «The International Journal of Neuroscience». У 1924 р. видано перший у СРСР «Підручник фізіологічної хімії» О. В. Палладіна, що протягом 30 років був єдиним у цій галузі й витримав 25 перевидань дев'ятьма мовами.



Мозговой Микола Іларіонович (1901–1959)

Видатний винахідник і вчений. Народився в м. Києві, вищу освіту здобув на механічному факультеті Київського політехнічного інституту. Йому належить винахід використання кисню для продувки в металургійних процесах (у 1936 р. першим застосував продувку рідкого чавуну киснем), проведення дослідів з вивчення швидкості хімічних реакцій кисню з рідким чавуном залежно від кількості поданого кисню, співвідношення об'єму конвектора й металу.



Трацюємо з медійними джерелами

Користуючись різними інформаційними джерелами, зокрема мережею Інтернет, підготуйте повідомлення про життєвий шлях і внесок у науку вчених, чії імена присвоєно науково-дослідним інститутам хімічного спрямування, про сучасні досягнення цих інститутів.

ПІСЛЯМОВА

1. Список видатних учених-хіміків, котрі народилися, жили, працювали в Україні, через усе життя пронесли відданість і любов до неї, розглянутими персоналіями не вичерпується. У вас є всі можливості самостійно дізнатися більше про їхній життєвий шлях і наукові відкриття, а також поцікавитись інформацією про інших учених. Можливо, їхнє життя й наукова діяльність стануть для вас прикладом, і в старшій школі ви оберете хімічний профіль навчання, а після закінчення школи набудете професії хіміка, працюватимете на виробництві або в наукових установах над виконанням завдань сучасної хімії.

2. Основними завданнями сучасної хімічної науки є добування речовин і розробка матеріалів із заданими властивостями, розробка ефективних способів знешкодження відходів та перетворення їх на корисні для людини речовини, створення новітніх технологій.

3. Хімічна наука досягла такого рівня, що кожного року в світі синтезують близько 250 тисяч нових сполук. Багато з них мають промислове застосування, можуть потрапляти в навколишнє середовище, і в разі токсичності, вибуховості, легкозаймистості шкодити природі. Через це проблеми *екологічної хімії* — це проблеми всього людства, а не якоїсь окремої країни.

4. Людство стоїть перед вибором — нарощувати й далі обсяги хімічних виробництв заради швидкої вигоди чи надати перевагу енергозберігаючим технологіям, раціональному використанню речовин, безвідходному виробництву, щоб зберегти природу для майбутніх поколінь.

5. Знання про те, як виготовляється хімічна продукція, які її властивості, як вона діє на організм людини, наскільки дорогим є її виробництво, яку потенційну загрозу вона становить для довкілля, стануть у пригоді й вам як споживачам. З такими знаннями ви зможете раціонально та безпечно використовувати продукцію хімічних виробництв, долучатися до збереження навколишнього середовища від забруднення шкідливими для нього речовинами.

6. Після 9 класу ви маєте можливість здобувати середню освіту не лише у старшій школі, а й у коледжах. Багато з них (медичні, аграрні, технологічного напрямку та інші) чекають від вас знань, умінь, ставлень, оцінних суджень, сформованих за час вивчення хімії в основній школі. Щастя вам!

СЛОВНИК ОСНОВНИХ ХІМІЧНИХ ТЕРМІНІВ І ПОНЯТЬ

Амінокислоти — органічні кислоти, у складі молекул яких є одна чи кілька аміногруп.

Аніон — негативно заряджений йон.

Білки — природні полімери, мономерами яких є α -амінокислоти.

Відновлення — процес приєднання електронів.

Гідрування — реакція приєднання водню.

Гомологи — сполуки одного гомологічного ряду.

Гоомологічний ряд — ряд сполук, що мають однотипну будову, виявляють подібні хімічні властивості, але відрізняються за складом молекул на певне число груп атомів CH_2 .

Дисперсна система — гетерогенна система, що складається з двох або більше компонентів (фаз), між якими є поверхня поділу.

Екзотермічна реакція — реакція, що відбувається з виділенням теплоти.

Електроліти — речовини, водні розчини чи розплави яких проводять електричний струм.

Електролітична дисоціація — розпад речовин на вільно рухливі йони в розчині або в розплаві.

Електронний баланс — запис, що складається із символів хімічних елементів, у яких відбулися зміни ступеня окиснення атомів, позначень ступенів окиснення над кожним з них, а також чисел приєднаних і відданих електронів.

Емульсія — дисперсна система, у якій і дисперсна фаза, і дисперсійне середовище є рідинами.

Ендотермічна реакція — реакція, що відбувається з вбиранням теплоти.

Жири — естери трьохатомного спирту гліцеролу та вищих карбонових кислот.

Карбоксильна група — функціональна група органічних сполук, що мають загальну назву *карбонові кислоти*.

Катіон — позитивно заряджений йон.

Кислоти — електроліти, що дисоціюють з утворенням катіонів Гідрогену та кислотного залишку.

Колоїдний розчин — дисперсна система, що містить частинки від 1 до 100 нм, невидимі візуально, але які можна бачити в променях світла.

Кристалізаційна вода — вода, яка після випарювання розчину залишається у складі кристалічної речовини.

Масова частка розчиненої речовини в розчині (w) — відношення маси розчиненої речовини до маси розчину.

Межа розчинності (коефіцієнт розчинності) — максимально можлива маса чи об'єм (для газів) розчиненої речовини, що за конкретних умов (температури, тиску) розчиняється у 100 г розчинника.

Молекулярне рівняння — рівняння, у якому записи, що стосуються складу речовин, подано хімічними формулами.

Насичений розчин — розчин, у якому речовина за відповідних умов (температури, тиску) більше не розчиняється.

Неелектроліти — речовини, водні розчини чи розплави яких не проводять електричного струму.

Необоротна реакція — реакція, що відбувається в одному напрямі й закінчується повним перетворенням реагентів на продукти реакції.

Ненасичений розчин — розчин, у якому можна розчинити додаткову порцію речовини, не змінюючи умов (температури, тиску).

Оборотна реакція — реакція, що за однакових умов відбувається в протилежних напрямках.

Окиснення — процес віддачі електронів.

Окисно-відновні реакції — реакції, які відбуваються зі зміною ступенів окиснення хімічних елементів.

Основи — електроліти, що дисоціюють з утворенням катіонів металічного елемента та гідроксид-аніонів.

Повне йонне рівняння — рівняння, у якому замість хімічних формул електролітів записані йони, на які ці речовини дисоціюють у розчині.

Реакція гідрогенізації (гідрування) — реакція приєднання водню до ненасичених вуглеводнів.

Реакція заміщення — реакція між складною і простою речовинами, унаслідок якої атоми простої речовини заміщують атоми (йони) складної речовини.

Реакція обміну — реакція між двома складними речовинами, під час якої речовини обмінюються своїми складовими частинами.

Реакція полімеризації — реакція сполучення однакових молекул в одну макромолекулу.

Реакція розкладу — реакція, у результаті якої з однієї складної речовини утворюються дві та більше речовин.

Реакція сполучення — реакція, унаслідок якої з двох і більше речовин утворюється одна.

Розчинність — здатність речовини розчинятися в певному розчиннику з утворенням істинних розчинів.

Скорочене йонне рівняння — рівняння, що відображає утворення недисоційованого у воді продукту реакції з йонів, що входили до складу реагентів.

Солі — електроліти, що дисоціюють, утворюючи катіони металічного елемента та аніони кислотного залишку.

Ступінь електролітичної дисоціації (α) — кількісний показник електролітичної дисоціації, обчислений як відношення числа формульних одиниць розчиненої речовини, що розпалися на йони, до їх загального числа до дисоціації.

Суспензія — дисперсна система, що містить частинки розміром понад 100 нм, видимі візуально.

Тепловий ефект хімічної реакції — кількість теплоти, що виділяється або поглинається в результаті хімічної реакції.

Хімічна рівновага — стан оборотної реакції, за якого хімічна взаємодія відбувається, проте видимих змін не спостерігається, оскільки швидкість прямої реакції дорівнює швидкості зворотної.

ІМЕННИЙ ПОКАЖЧИК

А

Авогадро А. — 147
Аррениус С. — 52, 53, 55

Б

Бертло П. — 174
Бутлеров О. М. — 133

В

Вант-Гофф Я.-Х. — 119
Вернадський В. І. — 213

Г

Гей-Люссак Ж. — 146, 150
Горбачевський І. Я. — 191, 214

Д

Думанський А. В. — 26, 27

З

Зелінський М. Д. — 214

К

Каблуков І. О. — 44
Коновалов Д. П. — 44
Крік Ф. — 205
Курнаков М. С. — 44

Л

Лавуазьє А. — 202

М

Менделєєв Д. І. — 44, 195, 202
Мозговой М. І. — 215

Н

Натта Дж. — 152

П

Палладін О. В. — 215
Парацельс Т. — 167
Пилипенко А. Т. — 215
Писаржевський Л. В. — 105
Прістлі Дж. — 202

Т

Тіндаль Дж. — 26

У

Уотсон Дж. — 205

Ф

Фарадей М. — 204
Фішер Е. — 191

Ц

Ціглер К. — 152

Ш

Шеєле К. — 202

ПРЕДМЕТНИЙ ПОКАЖЧИК

А

Аерозолі — 31
Алкани — 134
Аміногрупа — 188, 189
Амінокислота — 189
Аніон — 12, 54
Асоціація — 56
Ацетилен (етин) — 139

Б

Бензин — 159
Білок — 190
Бутан — 136, 157, 158

В

Відновлення — 99
Відновник — 103
Вуглеводи — 178
Вуглеводні
— насичені — 136
— ненасичені — 139

Г

Гас — 159
Газойль — 160
Гідратація — 43
Гексан — 136
Гептан — 136
Гліцерол — 162, 165
Глюкоза — 178
Гомологи — 135
Гомологічний ряд — 135

Д

Декан — 136
Диполь — 34
Дисперсні системи — 29

Е

Електроліти — 54

Електролітична дисоціація — 53

Емульсії — 31
Етан — 136
Етанол — 130, 162, 163, 164
Етилен (етен) — 139

Ж

Жири — 173

З

Зв'язок
— водневий — 35
— йонний — 12
— ковалентний — 13
— одинарний — 134
— подвійний — 139
— потрійний — 140
— хімічний — 11

І

Ізомери — 130

Й

Йон — 12
Йонні рівняння — 69, 70

К

Карбоксильна група — 167
Катіон — 12, 54
Кислоти
— аміноетанова — 188
— етанова (оцтова) — 167
— олеїнова — 173
— пальмітинова — 173
— стеаринова — 173
Кристалізаційна вода — 46, 47
Кристалогідрати — 45
Крохмаль — 183

Л

Лігроїн — 159

М

Мазут — 160
Масова частка розчиненої речовини — 25
Метан — 134
Метанол — 162
Мило — 174
Моделювання — 137
Модель — 137
Мономер — 153

Н

Нафта — 158
Неелектроліти — 54
Нонан — 136
Нуклеїнові кислоти — 195

О

Об'ємні відношення газів — 146
Окиснення — 99
Окисник — 103
Октан — 136
Олії — 176

П

Пентан — 136
Пептид — 191
Пептидна група — 190
Поліетилен — 152
Полімер — 152
Полімеризація — 152
Пропан — 136

Р

Радикал — 167
Реакції
— гідролізу — 176, 191
— екзотермічні — 109
— ендотермічні — 109
— заміщення — 94
— йонного обміну — 95
— необоротні — 122
— обміну — 95
— оборотні — 123

— окисно-відновні — 99
— полімеризації — 152
— розкладу — 93
— сполучення — 92, 93

Розчини

— істинні — 22
— колоїдні — 26
— насичені — 36
— ненасичені — 36
Розчинена речовина — 22
Розчинник — 22

С

Сахароза — 178, 180
Синтетичні органічні речовини — 195
Спирти — 162
Стійкі органічні забруднювачі — 196
Структурна ланка — 153
Ступінь полімеризації — 153
Суспензії — 30

Т

Тепловий ефект реакції — 109
Теплові явища при розчиненні — 43
Термохімічне рівняння — 110

Ф

Ферменти — 191
Формули органічних речовин
— структурні — 130, 139, 162
— електронні — 139

Х

Хімічна рівновага — 123
Хімічне явище — 92

Ц

Целюлоза — 183

Ш

Швидкість хімічної реакції — 115

ВІДПОВІДІ ДО РОЗРАХУНКОВИХ ЗАДАЧ

Рубрика «Застосовуємо»

19. 10 % .
29. $\approx 26,4$ % .
34. На 25,4 г.
35. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18 \text{H}_2\text{O}$.
36*. б).
37*. 7,13 г.
44. Б, Г.
46. В, А, Г, Б.
47. 1В, 2А, 3 Г, 4 Б.
77.1. 3,36 л.
77.2. 4,9 г.
77.3. 4,9 % .
93*. У 256 разів.
94*. У 8 разів.
105. 1,03; 15; 0,25.
106. Порівну.
107*. C_2H_6 .
108*. C_7H_{16} .
109. $\approx 0,58$ і $\approx 0,4$.
110. 112 л.
111. 13 г, 11,2 л.
112. 228 г.
114. 129 г.
115. Не вистачить.
116. 2,24 л.
118. 30 л азоту і 30 л кисню.
119. 30 л.
121*. 40 л метану і 20 л етену.
122*. 100 л.
124*. 140 000.
128. У гліцеролу.
129. 134,4 л.
130*. 151,2 л.
131. 10,5 % .
133. 0,1 г, 1,12 л.
134. 100 мл.
135. 1,12 л.
136*. 40 % .
145. $\approx 51,5$ % .
146. 200 г.
147. 80 ц.

§ 17

21. Г.
22. Г.
23. В.
24. 1 Б, 2 Г, 3 Ф, 4 В.
26. 200 г ($\omega = 20$ %)
і 200 г ($\omega = 30$ %).
27. 18,25 % .
28. 18,3 % .
29*. 50 г.
30*. 29 % .
31*. 415,4 г води
і 174,6 г кристалогідрату.

§ 41

7. C_3H_8 .
8. CH_4 , 75 % .
9. Порівну.
12. 20 л етену і 24 л водню.
13. 8,96 л.
15. 32 % С; 19 % N; 43 % O; 6 % H.
17. 60 мл.
18. Порівну.
19. Різною.
20. Магній, 300 г розчину.

ХІМІЧНА ПРОМИСЛОВІСТЬ УКРАЇНИ

