

Оріон

Ольга Ярошенко

ХІМІЯ

9



Na	12	Mg	13	Al	14	Si	15	P	16	Cl	17	Ar	18																						
K	19	Ca	20	Sc	21	Ti	22	V	23	Cr	24	Mn	25	Fe	26	Cobalt	27	Ni	28	Cu	29	Zn	30	Ga	31	Ge	32	As	33	Se	34	Br	35	Kr	36
Rb	37	Sr	38	Y	39	Zr	40	Nb	41	Mo	42	Tc	43	Ru	44	Rh	45	Pd	46	Ag	47	Cd	48	In	49	Sn	50	Sb	51	Te	52	I	53	Xe	54

Ольга Ярошенко

Хімія

Підручник для 9 класу
закладів загальної середньої освіти

2-ге видання, перероблене

Рекомендовано Міністерством освіти і науки України



ЮНІ ДРУЗІ Й ПОДРУГИ!

За цим підручником ви продовжите вивчати хімію. Набуті предметна й ключові компетентності знадобляться вам у повсякденному житті та подальшому особистісному розвитку.

Навчальний матеріал підручника охоплює повторення основних питань курсу хімії 8 класу й чотири нові теми: «Розчини», «Хімічні реакції», «Початкові поняття про органічні сполуки», «Роль хімії в житті суспільства».

Перші дві теми стосуються винятково важливих хімічних понять про розчини та хімічні реакції. Третя тема ознайомить вас із найважливішими органічними сполуками. У 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 — учнівський експеримент — сторінка ерудованих — стисло про основне — знаємо, розуміємо — застосовуємо**.

Тексту параграфа передуює анонс «*Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете...*». З нього ви дізнаватиметесь, який внесок у скарбничку вашої предметної компетентності в 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 «*Учнівський експеримент*» містить завдання, виконуючи які, ви будете 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 ерудованих*» — 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 сприяють уміння працювати в групі (команді). Для їхнього вдосконалення 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 забажаєте самостійно вивчати хімію в позаурочний час і виявляти свою творчість, скористайтеся поданою в підручнику тематикою *навчальних проєктів*.

Наприкінці підручника вміщено «*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.

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 НАЙВАЖЛИВІШИХ 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 ПЧАТКОВІ ПОНЯТТЯ ПРО ОРГАНІЧНІ СПОЛУКИ

§ 26.	Особливості органічних сполук (порівняно з неорганічними)	129
§ 27.	Метан, його будова та властивості. Гомологи метану	134
§ 28.	Етен й етин 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. Вуглеводнева сировина й охорона довкілля	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.</i> Властивості етанової кислоти	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.</i> Виявлення органічних сполук у харчових продуктах	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 РОЛЬ ХІМІЇ В ЖИТТІ СУСПІЛЬСТВА

§ 43.	Багатоманітність речовин	202
§ 44.	Багатоманітність хімічних реакцій. Взаємозв'язки між речовинами та їхні взаємоперетворення	208
§ 45.	Місце хімії серед наук про природу, її значення для розуміння наукової картини світу	213
§ 46.	Роль хімічної науки для забезпечення сталого розвитку людства	217
§ 47.	Хімічна наука та виробництво в Україні. Видатні вчені — творці хімічної науки	223
Предметний покажчик		236
Іменний покажчик		238
Відповіді до розрахункових задач		239



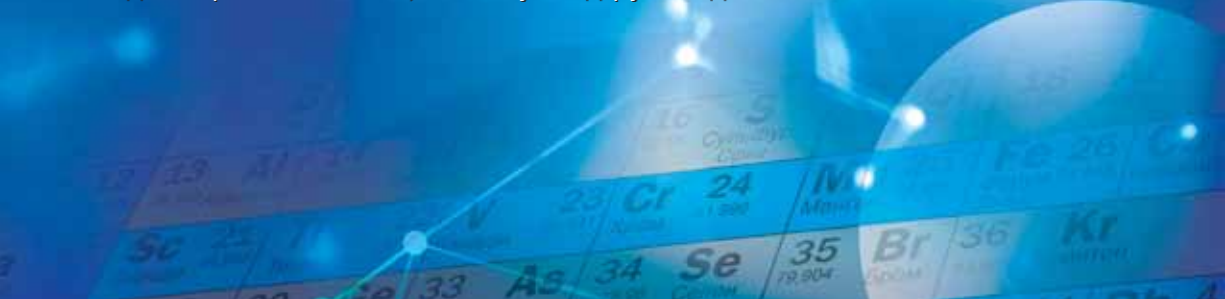
Повторення найважливіших понять курсу хімії 8 класу



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.



§ 1.

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 правил номенклатури.

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 не роблять відступ.

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: КОН — калій гідроксид.

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

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

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

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 відступу, 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 зупинитися

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).

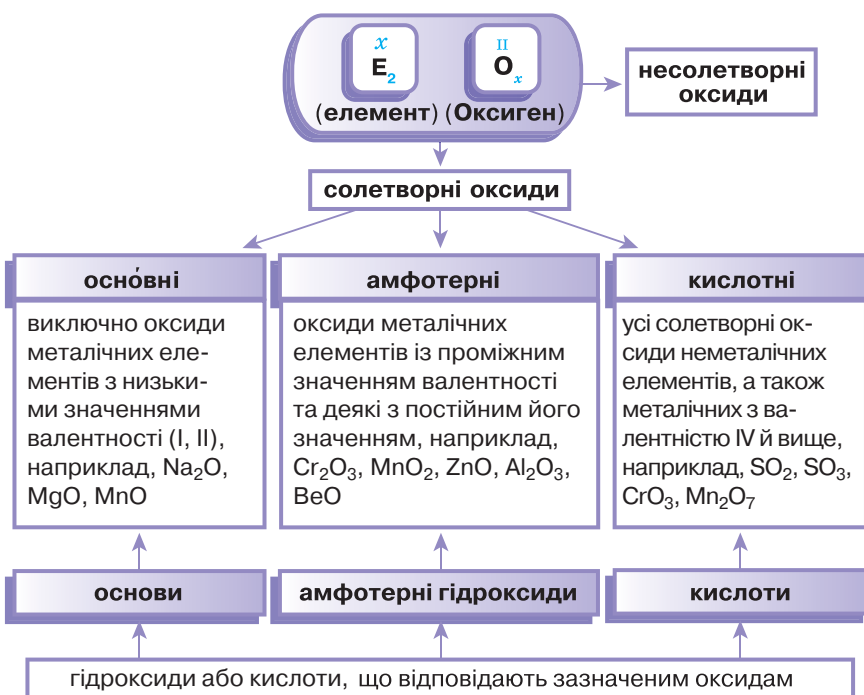


Схема 1

Класифікація оксидів

За наявності чи відсутності Оксигену розрізняють *оксигеновмісні* й *безоксигенові* кислоти, а за кількістю 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 гідрокарбонат 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 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 газоподібної 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 групами

1. Порівняйте якісний і кількісний склад речовин у кожній парі:
 - а) купрум(II) оксид, купрум(I) гідроксид;
 - б) сульфатна кислота, сульфідна кислота;
 - в) алюміній гідроксид, нітратна кислота;
 - г) кальцій карбонат, карбонатна кислота.
2. Обчисліть відносну 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 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, 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 , 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. Наявність понад 20 млн речовин можлива 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 параграфа, 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 структурними частинками речовини, що утримує їх разом і забезпечує існування речовин із чітко визначеним складом.

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).

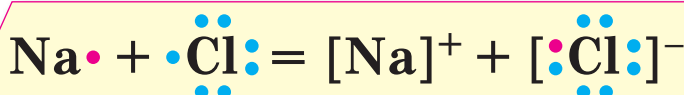
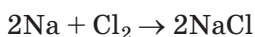


Схема 2

Утворення йонного хімічного зв'язку

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

Електронегативність — міра притягання атомом хімічного елемента електронів, задіяних в утворенні хімічного зв'язку.

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 лівіше. Що більша відстань між елементами в ряді електронегативності, то більшим буде зміщення спільної електронної пари до атома 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 зміщуватиметься 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.

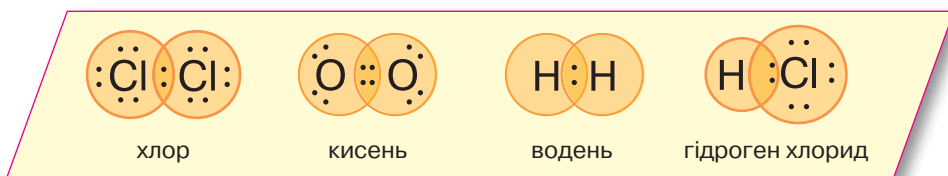


Схема 3

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 і 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 легко руйнуються при нагріванні,



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.

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

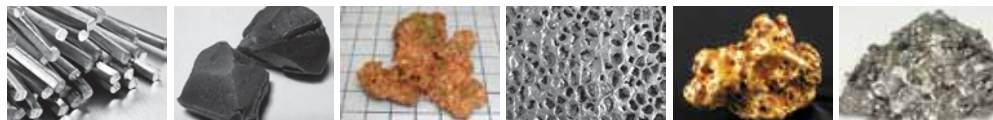
Речовини, що мають атомні кристалічні ґратки (алмаз, силіцій(IV) оксид), — тверді й тугоплавкі. Алмаз має найвищу твердість із відомих у природі речовин.



Сторінка ґрудованих

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

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

Застосовуємо

- На підставі знань про хімічний зв'язок поясніть і зобразіть (подібно до схеми 3) утворення сполук, що мають формули N_2 , NH_3 , KCl .
- Спрогнозуйте вид хімічного зв'язку в сполуках, утворених атомами хімічних елементів із протонними числами: а) 11 і 1; б) 12 і 8. Складіть електронні формули утворених речовин.
- Укажіть 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
- Увідповідніть назви частинок та їхні електронні формули.

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.

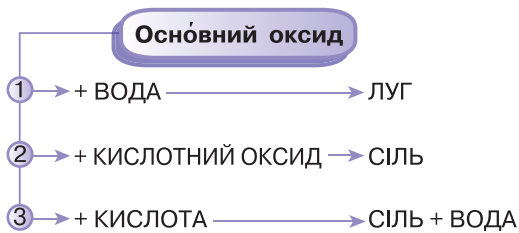


Схема 4

Хімічні властивості оснóвних оксидів



Схема 5

Хімічні властивості кислотних оксидів

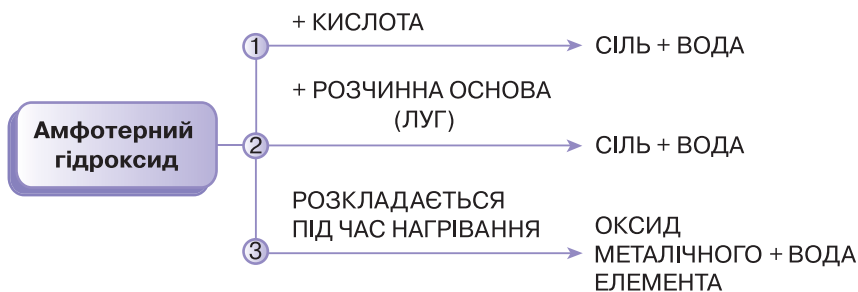


Схема 6

Хімічні властивості амфотерних гідроксидів

Кислота

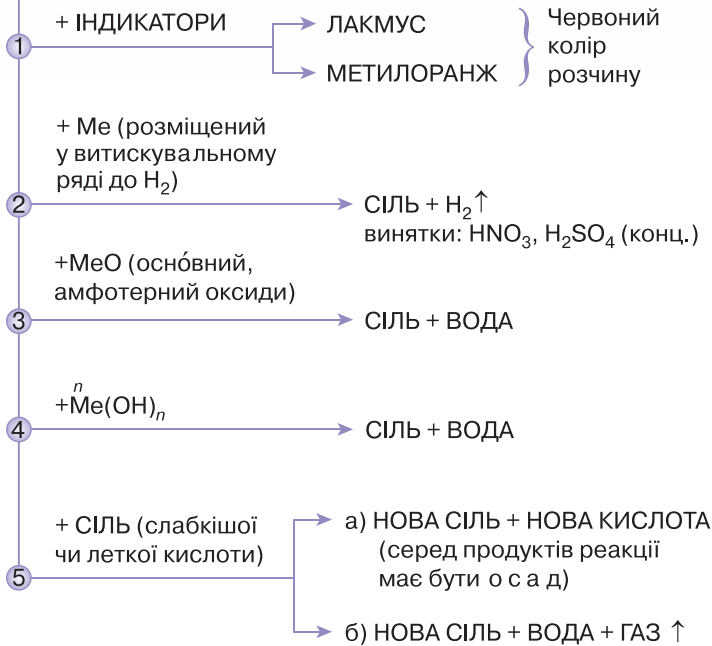


Схема 7

Хімічні властивості кислот

СІЛЬ

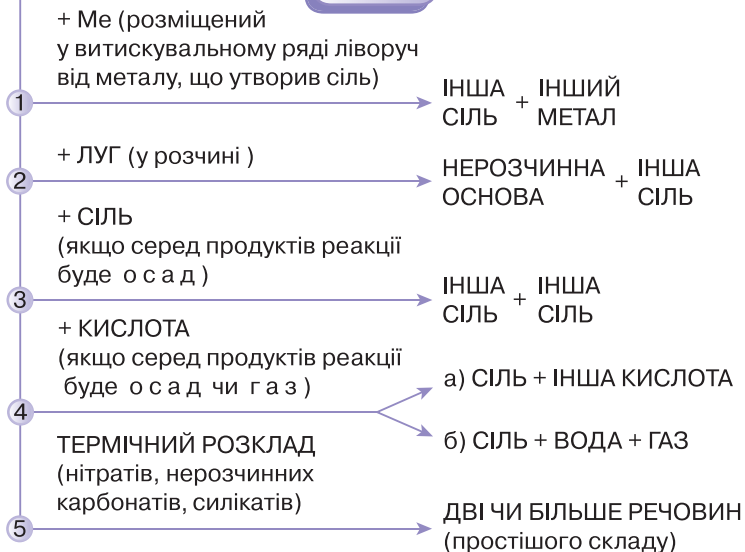


Схема 8

Хімічні властивості солей

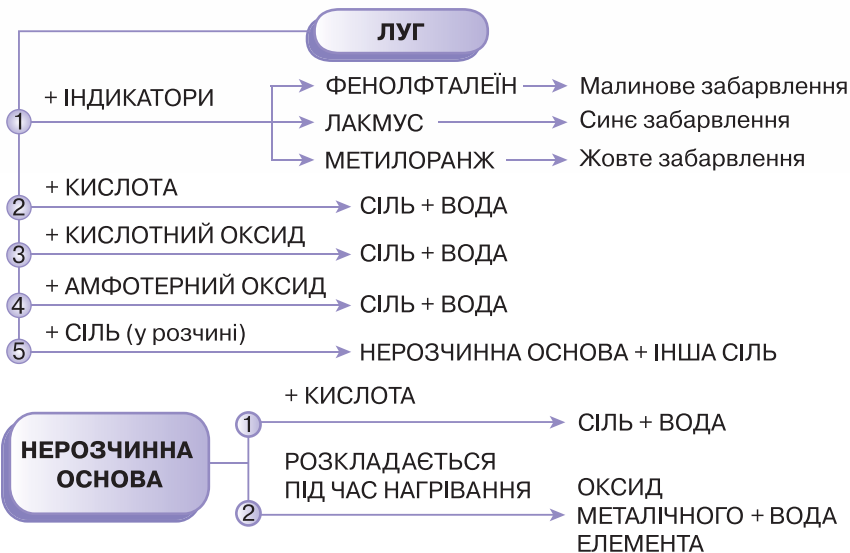


Схема 9 Хімічні властивості основ

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	Al(OH)_3	КОН
Fe	1	2	3	4	5
BaCl₂	6	7	8	9	10
HCl	11	12	13	14	15
NaOH	16	17	18	19	20
CaO	21	22	23	24	25

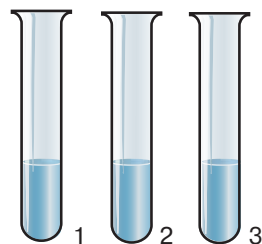
Знання хімічних властивостей неорганічних речовин різних класів дають змогу розрізняти речовини, передбачати можливості перебігу певних реакцій, добувати з одних речовин інші.

Приклад 1.

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

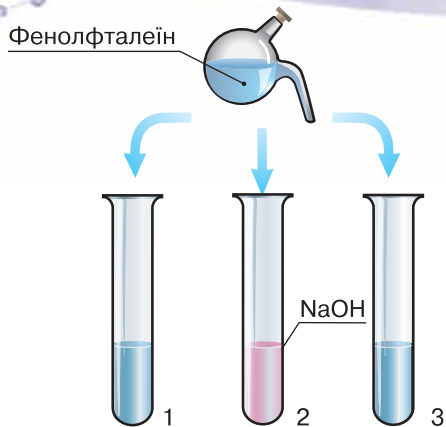
Отже, розпізнаванню підлягають одна основа (луг) і дві солі (мал. 2).

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



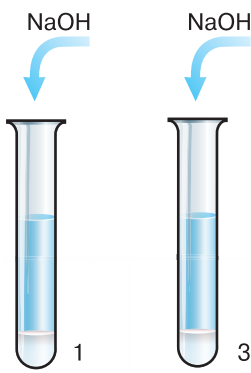
Мал. 2

Розчини речовин зовні нічим не відрізняються



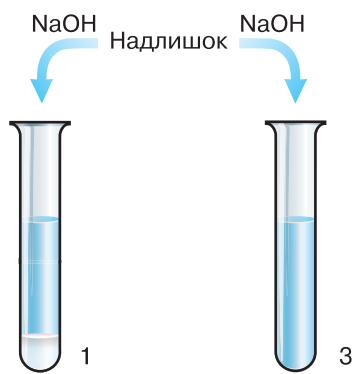
Мал. 3

Виявлення розчину лугу за допомогою фенолфталеїну



Мал. 4

Утворення осадів нерозчинних основ



Мал. 5

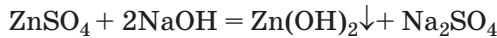
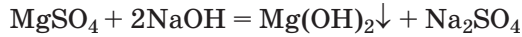
Результат дії надлишку лугу на осадки магній гідроксиду та цинк гідроксиду

Попрацюємо з першим набором речовин. Розпізнаємо за допомогою фенолфталеїну. Тому до кожної з трьох пробірок долємо його розчину. 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.

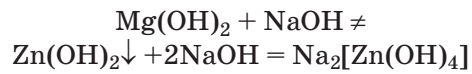
Отже, додамо до вмісту кожної з двох пробірок невеликі порції лугу (з вилученої із цього набору пробірки).



Спочатку в обох пробірках випадають 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.

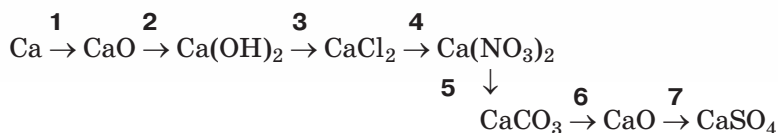


Висновок. Для розв'язування цієї експериментальної задачі знадобилися знання хімічних властивостей солей, лугів й амфотерних гідроксидів.

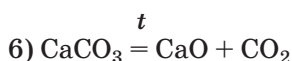
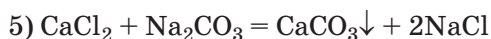
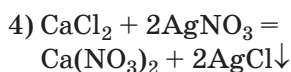
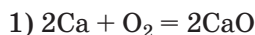
Завдяки знанням властивостей неорганічних сполук різних класів, можна скласти рівняння реакцій за схемою перетворень речовин.

Приклад 2.

Складіть рівняння реакцій за схемою перетворень речовин.



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



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. Перелік прикладів можна продовжувати.



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

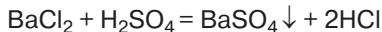
Учнівський експеримент

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.

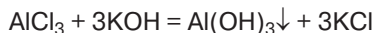


Сторінка ґрудованих

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, спостережатимемо 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.

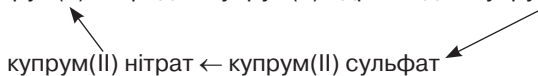
Працюйте групами

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.

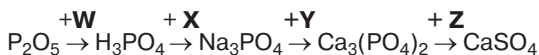
Застосовуємо

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, увідповідніть літери та сполуки



	Літера	Сполука
1	W	А 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 параграфа, 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 обізнані з тим, що суміші утворюються внаслідок змішування кількох (щонайменше двох) чистих речовин, а чисті речовини 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.

Важливо, що кожний компонент суміші 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* — однаковий, *héteros* — 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 компонентами цих сумішей 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 називають *істинні розчини*, чи просто — *розчини*.

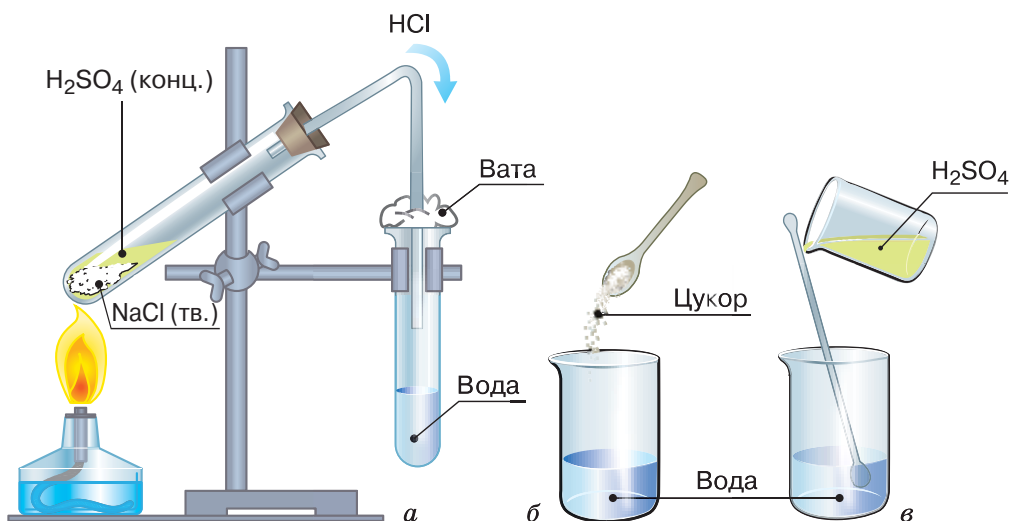
Істинний розчин (розчин) — це однорідна (гомогенна) суміш змінного складу, утворена з двох і більше компонентів, один з яких називають *розчинником*, інший — *розчиненою речовиною*. Істинні розчини гомогенні через дуже малі (менші від 1 нм, або 10^{-9} м) розміри структурних частинок розчиненої речовини.

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, про які ви дізнаєтеся з теми 3) та інші.

Другий компонент розчину називають **розчиною речовиною**. Речовина, що розчиняється, може мати з розчинником як однаковий, так і різний агрегатний стан. Наприклад, гідроген хлорид — газ, тому у водному розчині (хлоридній кислоті) він є розчиною речовиною. Виготовлення такого розчину в лабораторних умовах показано на малюнку 6, а.



Мал. 6

У воді розчиняються речовини різного агрегатного стану: а — гідроген хлорид (газ); 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 розчиною 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 розчиною речовиною є сульфур(VI) оксид, а розчинником — сульфатна кислота.

Розчинена тверда речовина молекулярної будови (наприклад, цукор) перебуває у водному розчині у вигляді молекул, що рівномірно розподіляються в усьому його об'ємі. Через малі розміри молекул їх не можна

побачити навіть у найпотужніший оптичний мікроскоп. Розчинена тверда речовина йонної будови натрій хлорид перебуває у водних розчинах у вигляді йонів Na^+ і Cl^- , що також мають дуже малі розміри. Розчин газоподібного водню містить йони, частина яких асоційована в молекули. Через малі розміри 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 і розчинником.

Структурні частинки розчиненої речовини (молекули або йони) мають розмір менш ніж 1 нм. Отже, в істинних розчинах розчинена речовина перебуває у вигляді окремих молекул (наприклад, цукор) чи окремих йонів (наприклад, кухонна сіль).

Через відсутність поверхні поділу між розчиненою 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 .

Ось чому у дослідах з приготування водних розчинів речовин ви ніколи не зважуватимете воду, а за допомогою мірного посуду (мензурки, хімічної склянки, мірного циліндра, мірних побутових посудин тощо) відмірятимете об'єм води, наприклад у



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

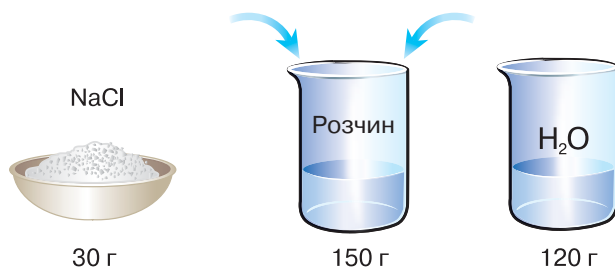
мілілітрах, що дорівнює її масі в грамах.

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

Для вираження вмісту розчиненої речовини в розчині вдаються до обчислення її масової частки.

Завдання 2. Пригадайте як за формулою $\omega(E) = nA_r(E) / M_r \cdot 100\%$ обчислюють масову частку елемента у сполуці.

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.

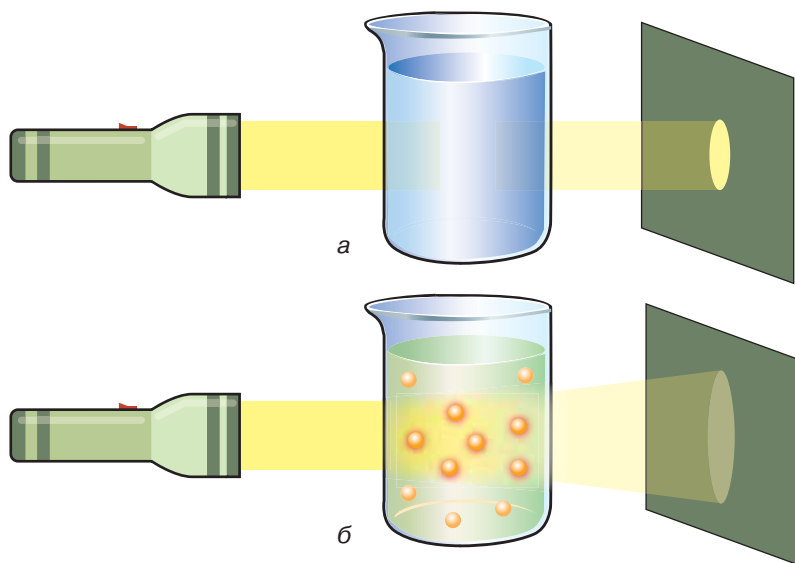
1. Яка маса калій гідроксиду міститься в розчині масою 60 г, якщо масова частка розчиненої речовини дорівнює 0,02?

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). Це явище зветься ефект Тіндаля (на честь англійського фізика Джона Тіндаля, який його відкрив і пояснив).



Мал. 8

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

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 ґрудованих



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 називають *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.



Учнівський експеримент

Виконайте вдома

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, у якій 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. Назвіть ознаку, за якою 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, необхідної для виготовлення розчину.



Поняття про дисперсні системи



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.

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

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

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;
- ◆ розрізнати 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.

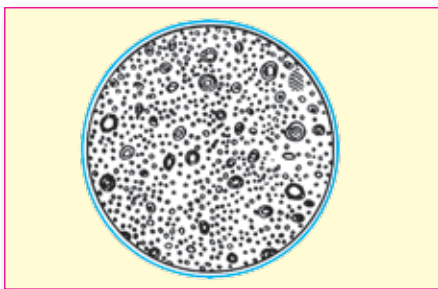
Дисперсійне середовище — речовина, вміст якої в дисперсійній системі більший. **Дисперсна фаза** — речовина з меншим вмістом у дисперсійній системі. Дисперсійне середовище та дисперсна фаза можуть перебувати в однаковому або різних агрегатних станах.

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 дає змогу побачити їх без або ж із 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 середовище 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. Це *суспензії, емульсії, аерозолі* та деякі інші.



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 (глина) або спливають на поверхню рідини (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 — природні чи штучно виготовлені дисперсні системи з газоподібним дисперсійним середовищем.

Це добре відомі вам туман, дим, 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, маргарин, вершкове масло, майонез, нафта, деякі косметичні і лікарські засоби, соки рослин.

Приклади різних дисперсних систем зображено на малюнку 10.



Поміркуйте й назвіть, що є дисперсною фазою, а що — дисперсійним середовищем у зображених на малюнку 10 прикладах дисперсних систем.



Мал. 10

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

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

Емульсії відіграють важливу роль у житті людини. Засвоєння жирів в організмі відбувається через їх 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 параграфу 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

Учнівський експеримент

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 побачити без збільшувальних приладів.
- ✓ **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 візуального виявлення			
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. Увідповідніть системи та класифікаційні групи.

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 яким властивостям вода є найпоширенішим розчинником;
- пояснити вплив різних чинників на розчинність речовин;
- пояснити утворення водневого зв'язку;
- розрізнати насичені й ненасичені розчини.

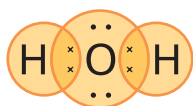


Схема 11

Утворення ковалентних зв'язків у молекулі води



Схема 12

Кутова будова молекули води

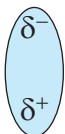


Схема 13

Зображення полярних молекули води

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

З'ясуємо, завдяки чому вода має властивість 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 кімнатної 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 молекула води має два електричні полюси (схема 13). Заряди δ^- і δ^+ протилежні за знаком, але однакової величини. Умовне позначення таких молекул показано на схемі 13.

ВОДНЕВИЙ ЗВ'ЯЗОК. Полярним молекулам 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**.

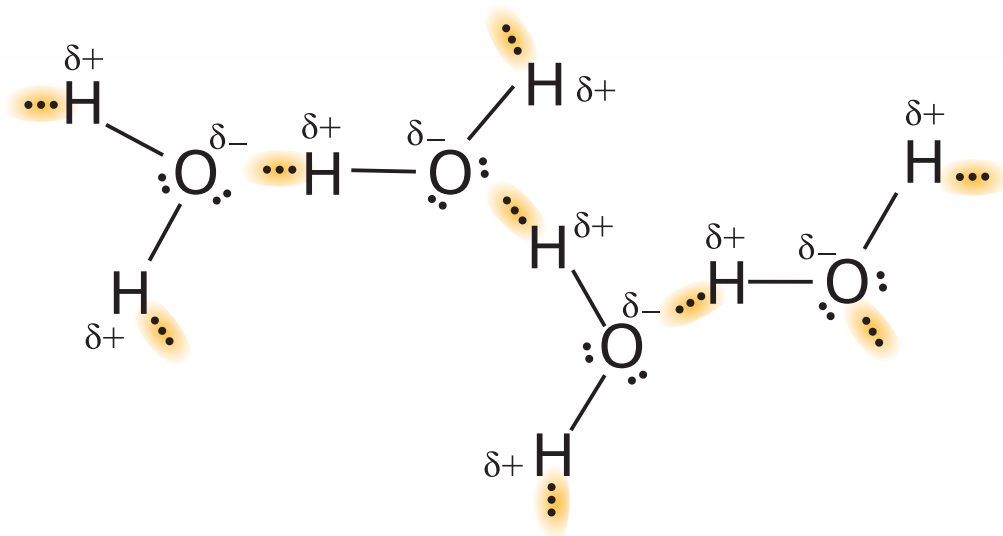


Схема 14 Утворення водневого зв'язку між молекулами води

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) полярні молекули води розташовуються навколо йонів Натрію й Хлору (схема 15). Сила притягання одного йона до кількох полярних молекул води більша, ніж сила притягання між різнойменно зарядженими йонами у кристалі кухонної солі. Тому під впливом дії полярних молекул води йонний зв'язок у кри-

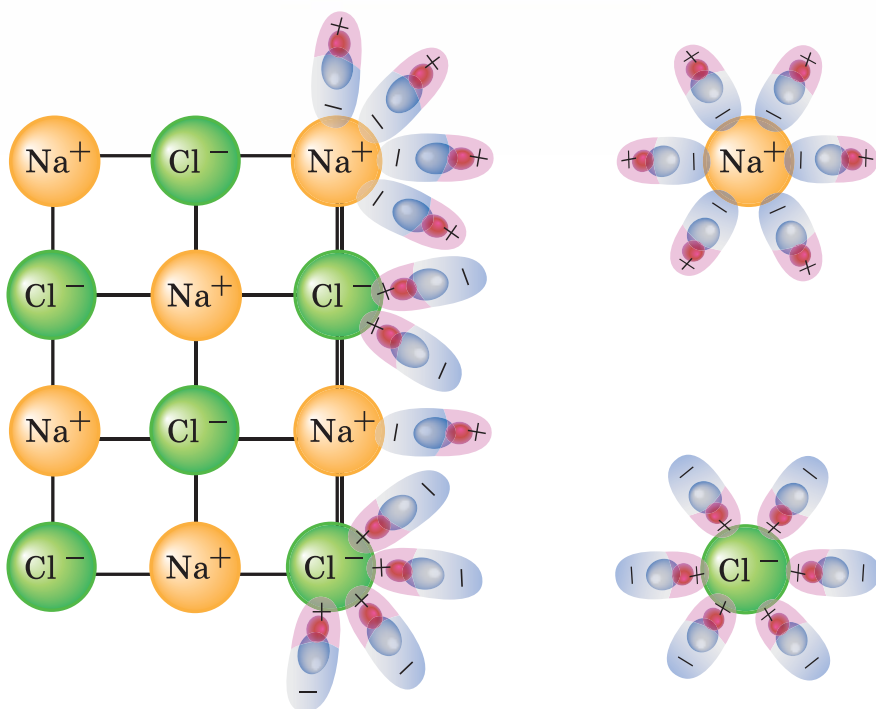


Схема 15 Розчинення натрій хлориду у воді

талі руйнується і йони переходять у розчин. Триватиме це доти, доки не утвориться насичений розчин.

Насичений розчин — це розчин, у якому розчинена 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).

РОЗЧИННІСТЬ РЕЧОВИН



Розчинні
(більше 1 г
у 100 г води)

Нерозчинні
(менше 0,1 г
у 100 г води)



Малорозчинні
(від 0,1 г до 1 г у 100 г води)

Схема 16

Класифікація речовин за розчинністю

Визначивши розчинність кислот, основ, амфотерних гідроксидів і солей у воді за температури від $+20$ до $+25$ °С, уклали таблицю їхньої розчинності у воді (див. задній форзац).

Працюйте зупини

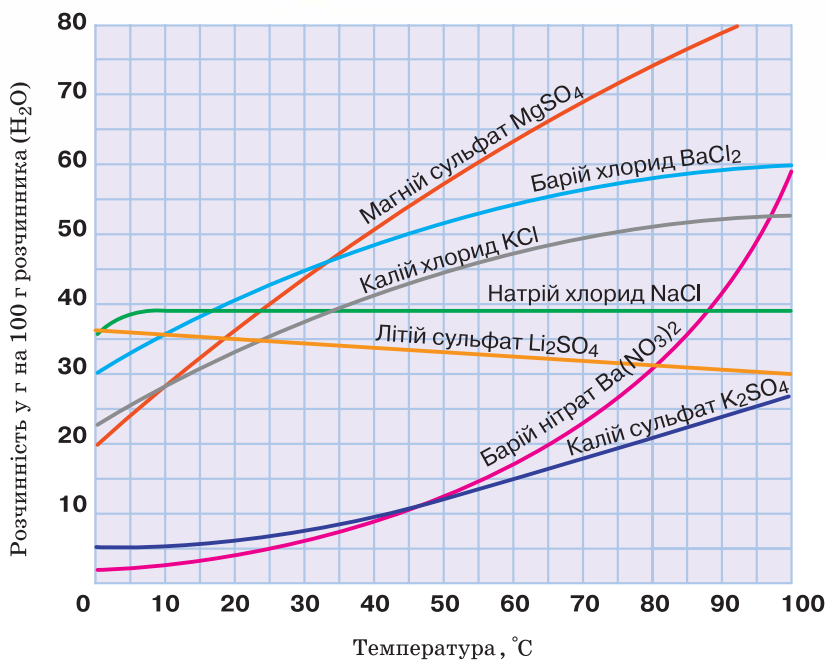
Користуючись таблицею розчинності кислот, основ, амфотерних гідроксидів і солей у воді, з'ясуйте:

- 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 $+20$ °С розчинність калій нітрату становить 40 г, то за температури $+80$ °С 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 $+20$ °С дорівнює 35,9 г, а за температури $+100$ °С — 39,4 г. Проте трапляються тверді речовини, розчинність яких зі збільшенням температури зменшується, як це відбувається в літій сульфату. За малюнком 11 ознайомтеся із залежністю розчинності від температури для деяких твердих речовин.

Для порівняння межі розчинності різних речовин у воді за різних температур скористайтесь таблицею 5 на сторінці 38, 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 хлорид	32,2	42,4	51,6	57,8
Натрій хлорид	35,9	36,8	38,1	39,4
Літій сульфат	34,9	33,6	31,9	29,9

Як видно з таблиці, розчинність різних речовин зі збільшенням температури змінюється по-різному. Так, зі збільшенням температури помітно збільшується розчинність у воді калій хлориду, тоді як розчинність натрій хлориду зростає неістотно. Розчинність літій 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 газоподібної 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. Скляну 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 збільшенні розчинності газів, розчинення слід проводити за зниженої температури й підвищеного тиску.

Учнівський експеримент

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. Через скільки годин з'явилися пухирці повітря?

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 ерудованих

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 полярність молекул води більша, ніж молекул 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 за звичайних умов — 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. Укажіть характеристику, за якою укладено такий перелік речовин: натрій карбонат, кальцій хлорид, сульфатна кислота, калій гідроксид.
- A** оксигеновмісні речовини
 - B** речовини з йонним хімічним зв'язком
 - B** 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 °С.

28. Користуючись малюнком 11, розташуйте назви солей за ЗБІЛЬШЕННЯМ розчинності цих речовин за температури +80 °С.

- А барій хлорид
- Б калій сульфат
- В магній сульфат
- Г барій нітрат

29. Обчисліть масову частку натрій хлориду в його насиченому за температури +20 °С розчині.

30*. Який тип хімічного зв'язку в молекулі вуглекислого газу? Чи здатна ця речовина утворювати полярні молекули, 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 РОЗЧИ-
НЕННЯ 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. Доллємо 100 мл води, попередньо вимірявши її температуру і встановивши, що вона дорівнює 22 °С. 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 °С.

Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

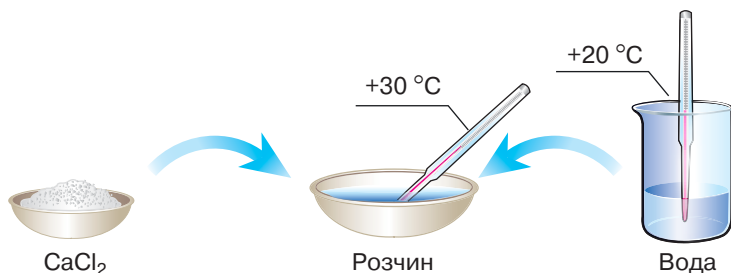
- ◆ пригадати, які явища називають тепловими;
- ◆ описувати розчинення речовин у воді як фізико-хімічне явище;
- ◆ з'ясувати, чому розчинення одних речовин супроводжується виділенням теплоти, а інших — поглинанням;
- ◆ висловлювати судження про роль експерименту в науці.



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°C) розчинимо 20 г цієї солі (мал. 12). Термометр зафіксує підвищення температури суміші до 30°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°C) сіль амоній нітрат NH_4NO_3 масою 20 г. Розчинення цієї речовини супроводжується зниженням температури розчину до 10°C .

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

Наслідок досліду 1.

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

Наслідок досліду 2.

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

Наслідок досліду 3.

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

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 полярні 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 (фізичне явище);
- ◆ сольватацію — взаємодію розчинника із частинками розчиненої речовини (хімічне явище);
- ◆ дифузію — розподіл сольватованих частинок розчиненої речовини в об'ємі розчину (фізичне явище).

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.

Учнівський експеримент

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 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 досліди 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. Поясніть причину підвищення температури розчину під час його виготовлення із води і калій гідроксиду.
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. Укажіть 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 гідратів нестійкі й після випарювання розчину розпадаються. Після повного випаровування води залишаються кристали речовини, яку розчиняли (якщо це була речовина кристалічної будови).

ПОНЯТТЯ ПРО КРИСТАЛОГІДРАТИ.

В окремих речовин зв'язок гідратованих іонів з молекулами води досить міцний і не руйнується навіть під час випарювання розчину. Наприклад, відомі садівникам мідний та залізний купороси. Гідратовані йони зберігають зв'язок з молекулами води й у кристалічному стані. Такі речовини називають кристалогідратами, а утримувану в них воду — кристалізаційною.

Кристалогідрати — 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: $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ тощо.

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 $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (вимовляється «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.

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

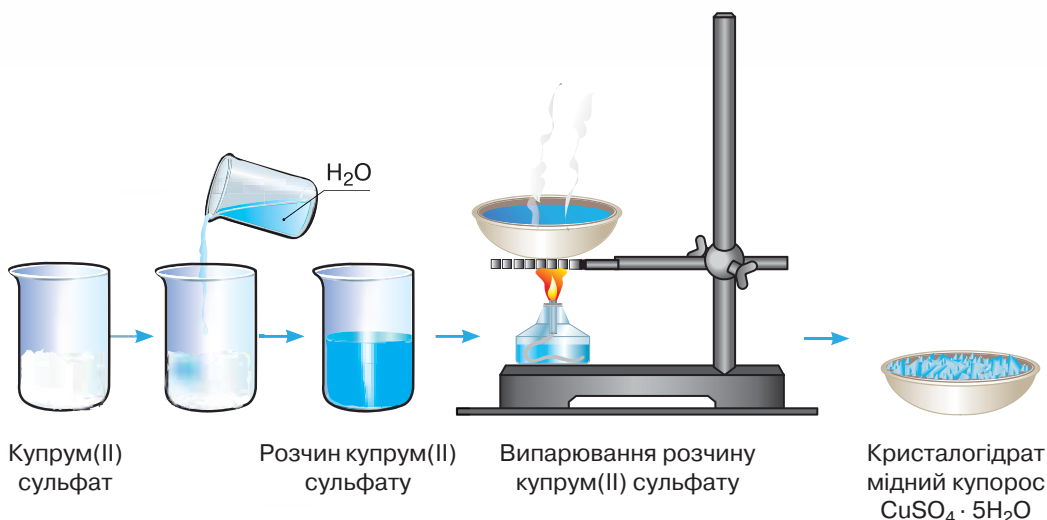
Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

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



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

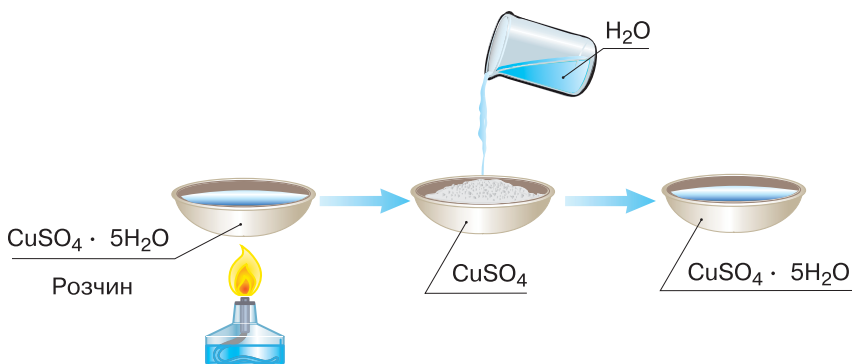
купрум(II) сульфат має білий колір, тоді як мідний купорос — блакитний (мал. 13).



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, що містяться в безводній речовині, мають інший колір. З одним із прикладів ви щойно ознайомилися. Ще один приклад чекає на вас у кінці параграфу в рубриці «Учнівський експеримент».

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 поширені кристалогідрати з 2, 4, 6, 8 молекулами води.

Незважаючи на твердий агрегатний стан кристалогідратів, за кімнатної температури вони містять кристалізаційну воду. При нагріванні її зв'язок з катіоном руйнується і така вода випаровується.



Мал. 15

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

Учнівський експеримент

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.
- ✓ Внаслідок нагрівання кристалогідрату кристалізаційна вода випаровується, а залишається безводна сполука.
- ✓ У розчині солі, виготовленому з кристалогідрату, розчиненою речовиною вважається безводна сіль. Кристалізаційна вода поповнює масу розчинника.



Сторінка ґрудованих

ВІДНОСНА МОЛЕКУЛЯРНА ТА МОЛЯРНА МАСИ КРИСТАЛОГІДРАТИВ. 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:

$$n(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 25 : 250 = 0,1 \text{ (моль)}.$$

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

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

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

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 масою 25 г:

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

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

$$m_{\text{р-ну}} = 120 \text{ г}$$

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

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

$$V(\text{H}_2\text{O}) \text{ — ?}$$

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:

$$n = m : M = 14,4 : 160 = 0,09 \text{ моль}.$$

3. Обчислимо масу порції мідного купоросу, у якій міститься купрум(II) сульфат кількістю речовини 0,09 моль:

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

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

4. Обчислимо об'єм води, у якому необхідно розчинити мідний купорос масою 22,5 г. Для цього від маси розчину 120 г віднімемо 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 приклади відомих вам кристалогідратів.
3. Як обчислюють відносну молекулярну масу кристалогідрату?
4. Чим зумовлений блакитний колір кристалів мідного купоросу порівняно з білим кольором купрум(II) сульфату?
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 розчині масова частка розчиненої речовини буде меншою: а) у виготовленому із води об'ємом 200 мл і 50 г купрум(II) сульфату; б) у виготовленому із води об'ємом 150 мл і 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 цинк сульфату гептагідрату знадобиться для приготування 2 кг такого розчину для підживлення овочевих культур на присадібній ділянці?

§ 9.

Електролітична дисоціація. Електроліти та неелектроліти

Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

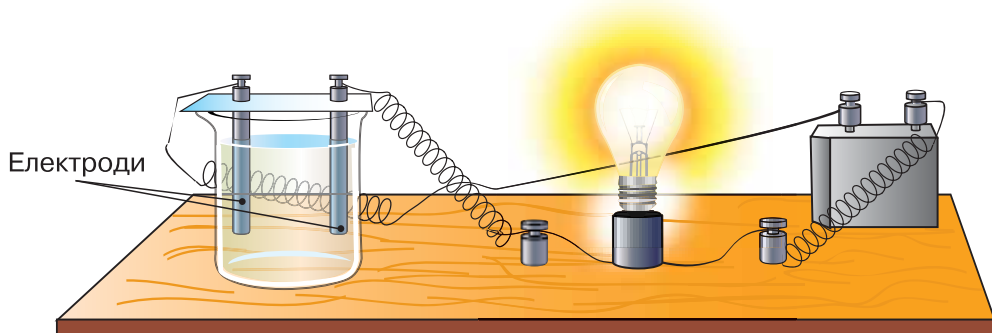
- ◆ наводити приклади електролітів і неелектролітів;
- ◆ розрізняти катіони й аніони, електроліти й неелектроліти;
- ◆ пояснювати суть процесу електролітичної дисоціації;
- ◆ висловлювати судження про роль експерименту в науці.

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 металічних провідниках, 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.

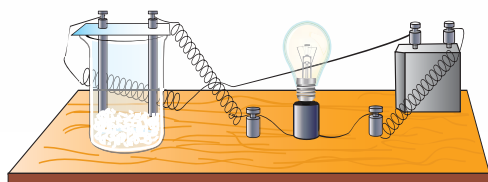
Скористаємося приладом для визначення електропровідності розчинів. Він діє за принципом електричного кола (мал. 16), проте замість вимикача є 2 стержні (електроди), виготовлені з електропровідного матеріалу (вуглецю). Електроди на кілька сантиметрів віддалені один від одного, тобто коло незамкнене, електричний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



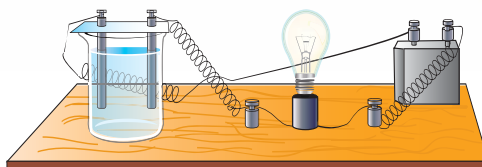
Мал. 16

Прилад для визначення електропровідності розчинів

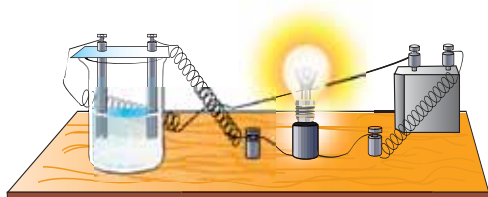
З'ясуємо дослідним шляхом, чи забезпечують проходження електричного струму в такому колі кристалічні натрій хлорид та цукор, дистильована вода, розчини натрій хлориду й цукру, хлоридна кислота, яка є водним розчином гідроген хлориду.



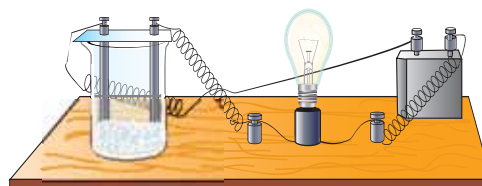
а — кухонна сіль



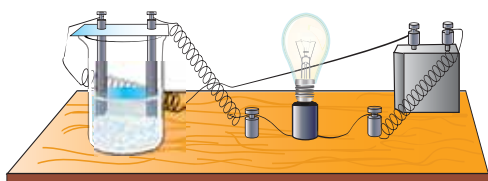
б — дистильована вода



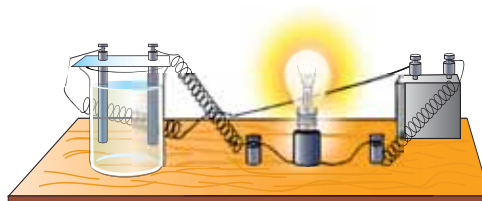
в — розчин кухонної солі



г — цукор



д — розчин цукру



е — розчин гідроген хлориду

Мал. 17 Ілюстрації дослідження електропровідності речовин і їхніх 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 $\frac{1}{4}$ наповнена хімічна склянка. Лампа не світиться (мал. 17, а).

Демонстраційний дослід 2.

Зануримо електроди приладу в хімічну склянку, наполовину заповнену дистильованою водою. Лампа також не світиться (мал. 17, б).

Демонстраційний дослід 3.

Половину дистильованої води обережно віллємо у склянку 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 $\frac{1}{4}$ наповнена хімічна склянка. Лампа не світиться (мал. 17, з).

**Демонстраційний
дослід 5.**

Другу половину дистильованої води виллемо обережно у склянку з цукром, перемішаємо речовини скляною паличкою, після чого у виготовлений розчин зануримо електроди приладу для визначення електропровідності розчинів. На відміну від дослідів 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 хімічну склянку, що на $\frac{1}{4}$ наповнена 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 дослідів 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 (дослідів 1, 2, 4 та 5) електричного струму не проводять. Що саме забезпечило проходження електричного струму в дослідів 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 дослідів 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.



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

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

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 називають **катод**, а негативно заряджені йони Cl^- — до позитивно зарядженого електрода **анода**. Цей рух забезпечив електропровідність розчину натрій хлориду в **досліді 3**.



Пригадайте матеріал параграфу 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 утворення йонів з молекул під впливом води.

ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ РЕЧОВИН З КОВАЛЕНТНИМ ПОЛЯРНИМ ЗВ'ЯЗКОМ. Молекули гідроген хлориду утворені ковалентним сильним полярним зв'язком. Під впливом полярних молекул води вони **йонізуються** — розпадаються на йони. Так у розчині з'являються гідратовані йони (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 полярних молекул води повністю зміщується до атома Хлору. Унаслідок цього атом Гідрогену перетворюється на катіон Гідрогену H^+ , а атом Хлору — на аніон Хлору Cl^- . Завдяки їм в **досліді 6** замкнулося електричне коло — і лампа засвітилась.

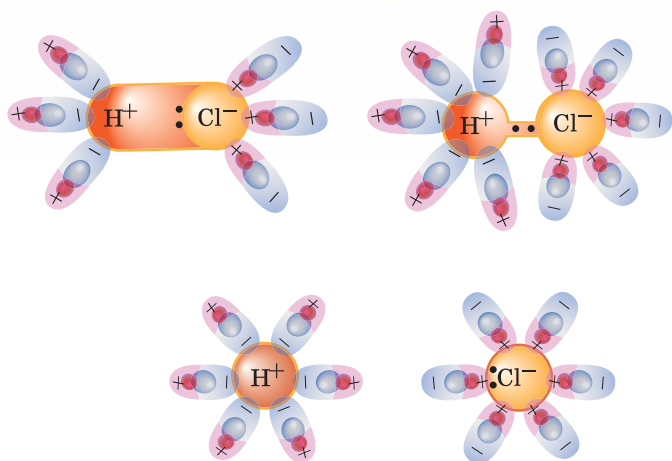


Схема 16

Електролітична дисоціація полярної молекули гідроген хлориду у воді

ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ РЕЧОВИНИ В РОЗПЛАВІ. Електролітична дисоціація речовин з йонним хімічним зв'язком у розплавах відбувається тому, що під впливом високої температури зв'язки у кристалічних ґратках 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. задній форзац), достатньо розчинити у воді. Після цього їхні кристали руйнуються, і йони переходять у розчин.

Незважаючи на те, що внаслідок електролітичної дисоціації утворюються різнойменно зарядженні 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 проводять електричний струм: рідкий кисень, во-

день 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. Один із засновників нової науки — фізичної хімії.

Основні наукові праці присвячені вченню про розчини й залежність 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. За розробку теорії електролітичної дисоціації Арреніусу присуджено Нобелівську премію 1903 року. 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 на вільні йони — позитивно заряджені катіони й негативно заряджені аніони під час розчинення у воді або плавлення.
- ✓ Руйнування кристалічної ґратки йонних сполук чи йонізація полярного ковалентного зв'язку в електролітах молекулярної будови 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 проводити електричний струм у розчині чи розплаві речовини класифікують на електроліти та неелектроліти.
- ✓ *Електроліти* дисоціюють на йони, тому їх розчини чи розплави проводять електричний струм.
- ✓ *Неелектроліти* не піддаються електролітичній дисоціації, тому 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?

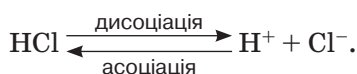
Застосовуємо

38. Продовжіть твердження «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. Укажіть 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, наприклад:



Опанувавши матеріал параграфа, 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, напрямлені в різні боки стрілки.

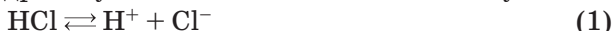
Розглянемо електролітичну дисоціацію кислот, основ, солей у водному розчині та потренуємося в складанні рівнянь дисоціації різних електролітів. Аби робота була ефективнішою, *працюйте групами* й повторіть матеріал щодо дії кислот і лугів на різні індикатори в розчинах. За потреби використайте матеріал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

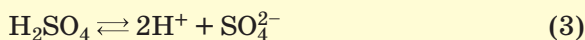


Щоб пересвідчитись у дії індикаторів на розчини розглянутих та інших кислот, виконайте завдання 1 і 2 лабораторного дослідження 1 з рубрики «Учнівський експеримент».

1 ступінь: $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HSO}_4^-$ (гідрогенсульфат-аніон)

2 ступінь: $\text{HSO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ (сульфат-аніон)

Сумарне рівняння електролітичної дисоціації сульфатної кислоти буде таким:



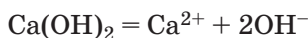
Зверніть увагу на те, що в рівняннях електролітичної дисоціації застосовують коефіцієнти. Вони показують, що сума позитивних зарядів катіонів дорівнює сумі негативних зарядів аніонів.

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 склали, 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 (вивчатиме у профільній 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^- .



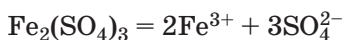
Випробуйте розчини лугів різними індикаторами, виконавши завдання 3 та 4 лабораторного дослідження 1 з рубрики «Учнівський експеримент».

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

Працюйте групами

1. Складіть рівняння ступінчастої дисоціації сульфатної 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. задній форзац), 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 з групами

1. Користуючись таблицею розчинності, складіть формули трьох розчинних солей Алюмінію, аніони яких мають заряди 1^- , 2^- , 3^- . Складіть 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 2 моль кожна.

Стисло про основи

- ✓ 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, у правій — йони, на які вона дисоціює.
- ✓ У рівнянні електролітичної дисоціації речовин сума позитивних зарядів катіонів дорівнює сумі негативних зарядів аніонів.

Учнівський експеримент

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. Спостерігайте за змінами. Про що вони свідчать?

Завдання 2. В іншу порожню чисту пробірку налейте близько 2 мл іншої кислоти та випробуйте її тим самим індикатором. Які зміни відбулися? Про що вони свідчать?

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 (метилловим оранжевим, лакмусом, фенолфталеїном або універсальним індикаторним папірцем). Зафіксуйте зміну кольору й поясніть її.

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?

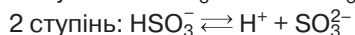
Зробіть висновок: а) чи можна за допомогою індикатора розпізнати два різні луги; б) якими індикаторами можна виявити луги в розчині; в) які йони зумовлюють однакову дію кислот на індикатори; г) які йони зумовлюють однакову дію лугів на індикатори.



Сторінка ґрудованих

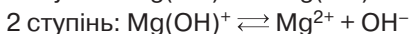
Катіон гідроксонію. У рівняннях електролітичної дисоціації кислот катіон Гідрогену спрощено записують H^+ , хоча в розчині йони Гідрогену гідратовані (зв'язані з однією молекулою H_2O) й точніше було б писати H_3O^+ . Цей йон називають *катіоном гідроксонію*.

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



Номенклатура кислих солей відрізняється від номенклатури середніх солей тим, що в назві вказується наявність Гідрогену в кислотному залишку. Наприклад, $KHSO_3$ — калій гідрогенсульфіт, KH_2PO_4 — калій дигідрогенортофосфат.

Оснóвні 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.

- 42.** Складіть формули:
 а) луку й солі, утворених одним металічним елементом;
 б) кислоти та її розчинної й нерозчинної у воді солей.
- 43.** Складіть рівняння електролітичної дисоціації в розчині зазначених вами в попередньому завданні речовин. Назвіть однакові йони серед продуктів електролітичної дисоціації цих сполук.
- 44.** Укажіть характеристики, що стосуються переліку речовин: сульфатна кислота, кальцій хлорид, барій гідроксид.
А представники одного класу сполук
Б належать до електролітів
В дисоціюють з утворенням катіона Гідрогену
Г у рівнянні електролітичної дисоціації однакова кількість йонів
- 45.** Які з перелічених речовин дисоціюють у водному розчині: натрій сульфат, барій сульфат, нітратна кислота, ферум(III) оксид, літій гідроксид, купрум(II) гідроксид? Напишіть рівняння їхньої електролітичної дисоціації.
- 46.** Розташуйте сполуки за ЗБІЛЬШЕННЯМ кількості йонів у рівняннях їхньої електролітичної дисоціації.
А барій нітрат **В** натрій йодид
Б алюміній сульфат **Г** натрій ортофосфат
- 47.** Увідповідніть формули речовин та кількість йонів, на які повністю дисоціює 1 моль цієї речовини.

	Формула		Кількість йонів
1	H_3PO_4	А	$12,04 \cdot 10^{23}$
2	$LiOH$	Б	$18,06 \cdot 10^{23}$
3	$Cr_2(SO_4)_3$	В	$24,08 \cdot 10^{23}$
4	Na_2CO_3	Г	$30,10 \cdot 10^{23}$
		Д	$36,12 \cdot 10^{23}$

- 48.** Укажіть номери формул речовин, водні розчини яких однаково діють на розчин фенолфталеїну.

1 NaOH
 2 HCl
 3 HNO₃
 4 Ba(OH)₂
 5 H₂O

- А** 1,4
Б 2,3
В 1,3
Г 4,5
- 49.** Укажіть назву речовини, у рівнянні електролітичної дисоціації якої така сама кількість йонів, як у рівнянні електролітичної дисоціації кальцій нітрату.
А натрій хлорид
Б натрій ортофосфат
В натрій сульфат
Г натрій гідроксид

§ 11.

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

Опанувавши матеріал параграфу, 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 «=», 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 $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ кислоти. Слабкі електроліти трапляються й серед лугів. Це амоній гідроксид NH_4OH , який ви вивчатимете у профільній школі.

Сильні та середньої сили електроліти в таблиці розчинності позначено літерою «Р», слабкі електроліти — літерою «М» (виняток становить кальцій гідроксид $\text{Ca}(\text{OH})_2$).

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 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 кислотного 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 стане більше, ніж гідроксид-аніонів, тому утворюється кислотне середовище. Індикатори лакмус чи метиловий оранжевий у ньому 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 середовище лужне). У кислих розчинах катіонів Гідрогену більше, ніж $1 \cdot 10^{-7}$ моль/л, у лужних — менше, а в нейтральних — порівну. Користуватися зазначеними позначеннями концентрації 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. Тож однакова концентрація катіонів Гідрогену й гідроксид-аніонів у чистій воді 10^{-7} моль/л відповідає водневому показнику 7, $pH = 7$.

У водному розчині рН практично змінюється в інтервалі від 0 до 14, проте може й виходити за ці межі. 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 розчині, взятий із протилежним знаком і виражений цілим числом.

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 розчинів речовин і продуктів харчування, виконавши лабораторний дослід 1 (продовження) в рубриці «Учнівський експеримент».



а



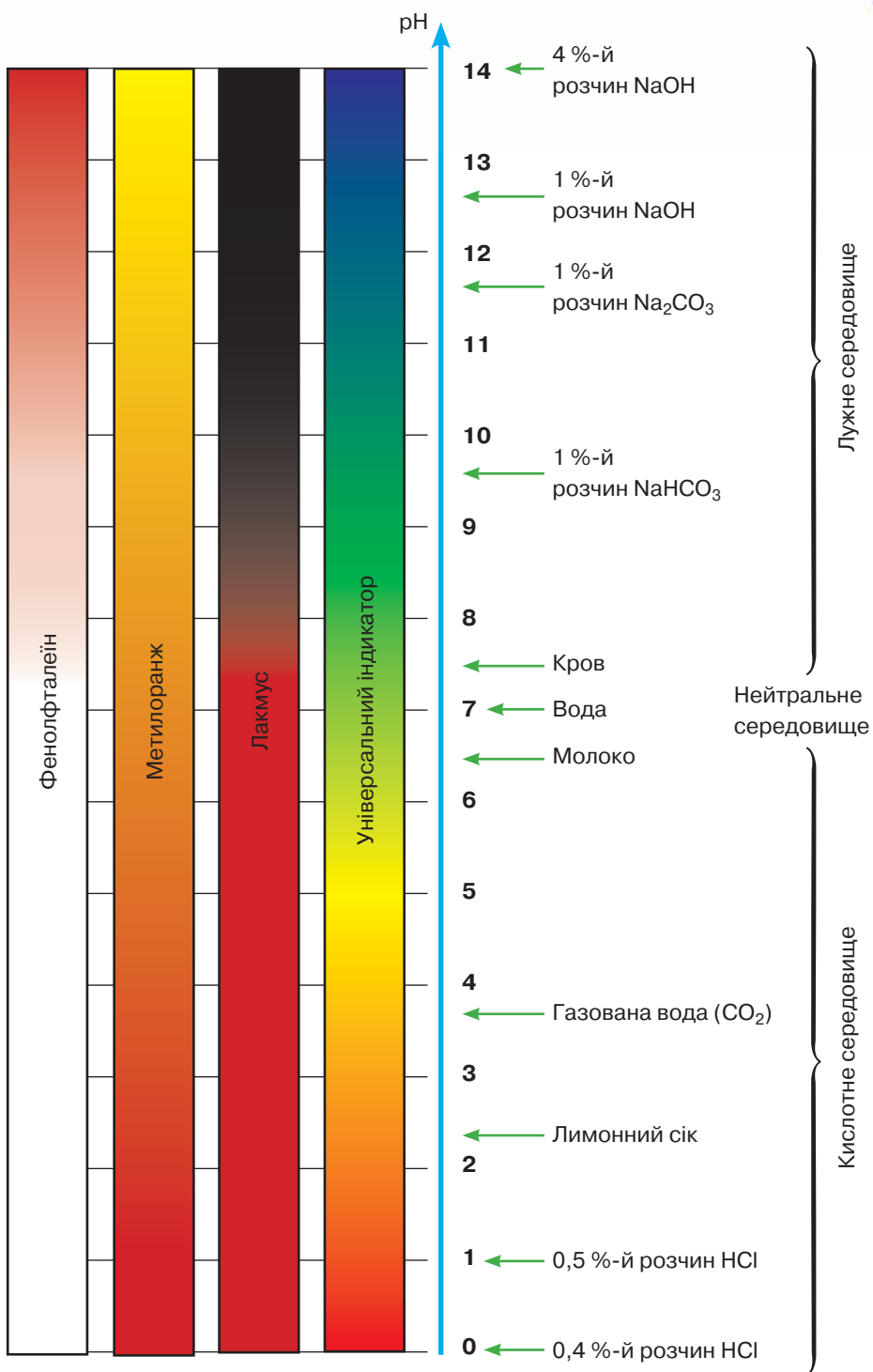
б



в

Мал. 18

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



Мал. 19

Забарвлення індикаторів у рідинах з різним значенням рН

Учнівський експеримент

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 кількості формульних одиниць розчиненої речовини, що дисоціювали на йони, до їх загальної

кількості 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**.
- ✓ Ступінь дисоціації багатьох слабких електролітів можна збільшити, додаючи в розчин воду або нагріваючи його.
- ✓ Кислотність середовища кількісно характеризують водневим показником (рН). Для приблизного визначення рН розчинів використовують універсальний індикатор. Точніші вимірювання проводять рН-метрами.
- ✓ Розчини з водневим показником, меншим від 7, мають кислотне середовище, більшим за 7 — лужне. Для нейтральних розчинів рН = 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 рН < 7. Кислотним чи лужним є їхнє середовище?
5. Кислотним, лужним чи нейтральним є середовище розчину з водневими показниками: а) 4; б) 12; в) 7?

Застосовуємо

50. рН шлункового соку приблизно дорівнює 1,85, а слюзової 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 рН ґрунтів певної місцевості.
- Дослідження впливу кислотності й лужності ґрунтів на розвиток рослин.
- Дослідження рН 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 уміння користуватись таблицею розчинності для складання йонно-молекулярних рівнянь реакцій.

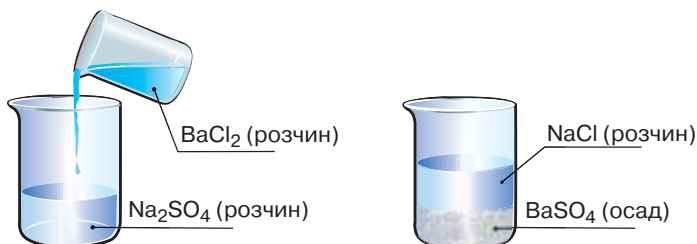
РЕАКЦІЇ ЙОННОГО ОБМІНУ. Електrolіти в розчині перебувають у дисоційованому стані (у вигляді окремих йонів). Отже, у реакціях обміну електrolіти обмінюються йонами.

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

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

Демонстраційний дослід.

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



Мал. 20

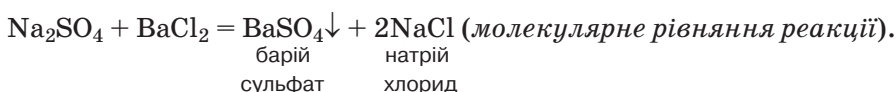
Реакція йонного обміну між натрій сульфатом і барій хлоридом

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 склянки, 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 відбуватися не буде), свідчить утворення осаду. Справді, барій сульфат не взаємодіє з натрій хлоридом.

Щойно ми написали й розглянули молекулярне рівняння реакції обміну між двома електролітами, що дисоціюють і перебувають у водному розчині у вигляді йонів.



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 складають на основі молекулярних з обов'язковим урахуванням коефіцієнтів. Щоб не помилитися при складанні йонних рівнянь реакцій, слід користуватися таблицею розчинності й не забувати, що в рівняннях реакцій коефіцієнт перед формулою речовини стосується й катіона, й аніона.

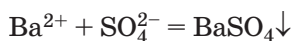
Складемо *повне йонне рівняння* хімічної реакції, що відбулася в ході демонстраційного досліду. Ураховуючи, що в ньому три речовини (натрій сульфат, барій хлорид, натрій хлорид) є електролітами, їх ми маємо записати дисоційованими на йони, а неелектроліт барій сульфат залишити в молекулярній формі.



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

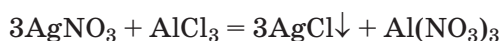
Скорочене йонне рівняння — це рівняння, що відображає утворення малодисоційованого чи недисоційованого у воді продукту (продуктів) реакції з йонів, на які реагенти дисоціювали в розчині.

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

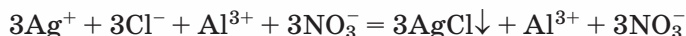
СКЛАДАННЯ ПОВНОГО ЙОННОГО ТА МОЛЕКУЛЯРНОГО РІВНЯНЬ РЕАКЦІЙ ЙОННОГО ОБМІНУ ЗА СКОРОЧЕНИМ ЙОННИМ.

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 речовин — алюміній хлорид — і складаємо повне молекулярне рівняння реакції.



Залишається скласти 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 осад.

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

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

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

Учнівський експеримент

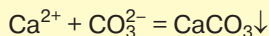
Лабораторний дослід 4

Реакції обміну між електролітами 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! 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 іонів, 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 відбуваються між електролітами в розчині.
- ✓ Однією з умов перебігу реакцій йонного обміну між розчинами електролітів є випадання осаду.
- ✓ Реакцію йонного обміну описують трьома видами рівнянь: *молекулярним, повним йонним, скороченим йонним*.
- ✓ 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'ясуєте, солі та гідроксиди яких металічних елементів є електролітами.
3. Користуючись таблицею розчинності, з'ясуєте, усі солі якої неорганічної кислоти належать до електролітів.

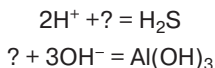
Застосовуємо

- 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 (I) 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 кожного йонного рівняння.



§ 13.

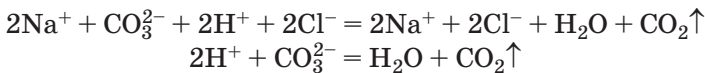
Реакції обміну між розчинами електrolітів, що супроводжуються виділенням газу й утворенням води. Їхні йонно-молекулярні рівняння

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

Демонстраційний дослід 1.

У хімічну склянку, на $\frac{1}{4}$ наповнену 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 склянки 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.

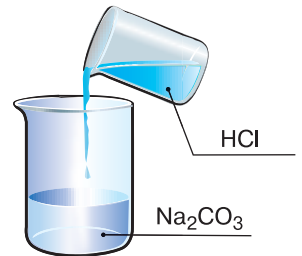
Розглянемо ще один приклад реакції обміну між двома електrolітами в розчині — лугом і кислотою.

Демонстраційний дослід 2.

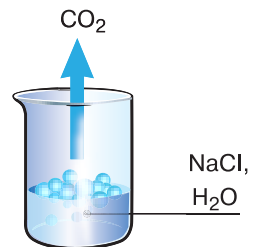
У хімічну склянку, на $\frac{1}{4}$ наповнену розчином натрій гідроксиду NaOH , додамо кілька крапель фенолфталеїну (розчин набуває інтенсивного малинового кольору). Доллемо приблизно такий самий об'єм хлоридної кислоти (мал. 22). Дослід не супроводжується ні випаданням осаду, ні виділенням газу. Проте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

Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

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



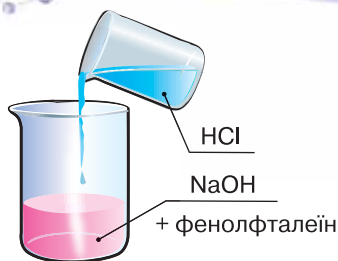
До початку реакції



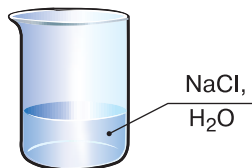
Під час реакції

Мал. 21

Реакція йонного обміну між натрій карбонатом і хлоридною кислотою



До початку реакції



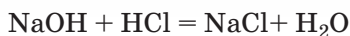
Після реакції

Мал. 22

Реакція йонного обміну між лугом і 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 демонстраційного 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 демонстраційного досліду 2 можна дещо змінити. Спочатку налити в хімічну склянку 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).

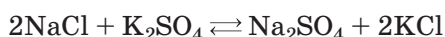
У всіх реакціях йонного обміну відбуваються лише прямі реакції. Тобто з певних реагентів утворюються відповідні продукти реакції, а зворотний процес — взаємодія продуктів реакції між собою з утворенням реагентів не відбувається.

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.

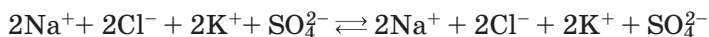
ПРОГНОЗУВАННЯ ПЕРЕБІГУ РЕАКЦІЙ ОБМІНУ МІЖ РОЗЧИНАМИ ЕЛЕКТРОЛІТІВ. Солі натрій хлорид NaCl та калій сульфат K₂SO₄ — сильні електроліти й добре розчинні у воді. Чи відбуватиметься між ними реакція йонного обміну в розчині? Проведемо демонстраційний дослід 3.

Демонстраційний дослід 3.

У хімічну склянку, на ¼ наповнену розчином натрій хлориду NaCl, доллемо стільки ж калій сульфату K₂SO₄. Видимі ознаки перебігу реакції (пооява осаду, виділення газу) не спостерігаються. Можливо, утворилася малодисоційована речовина? Щоб з'ясувати це, складемо рівняння 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, кожний 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, зв'язування йонів не відбулось.

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 досліди 5 і 6, зазначені в рубриці «Учнівський експеримент».

Учнівський експеримент

Лабораторний дослід 5

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

Для проведення досліду 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.

Учнівський експеримент

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.



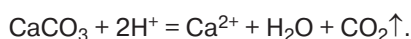
Сторінка ґрудованих

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.

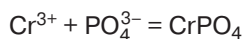
56. Укажіть формулу речовини, яка у водному розчині дисоціює з утворенням катіонів Цинку.
- A** ZnO **B** ZnSO₄
Б ZnS **Г** K₂[Zn(OH)₄]
57. Відновіть подані скорочені йонні рівняння реакцій, складіть по одному повному йонному та молекулярному рівнянню.
- а) $2\text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-} = ? + \text{SO}_2 \uparrow$ б) $? + 2\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_2$
58. Складіть молекулярні та повні й скорочені йонні рівняння можливих реакцій обміну між електролітами:
- а) натрій гідроксид й ортофосфатна кислота;
 б) барій гідроксид і калій хлорид;
 в) алюміній сульфат і літій гідроксид.
- 59*. Укажіть пару речовин, для якої повне йонне рівняння реакції є одночасно і скороченим.
- A** купрум(II) хлорид й аргентум(I) нітрат **B** сульфатна кислота й калій карбонат
Б 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 хлорид-, 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^+ .

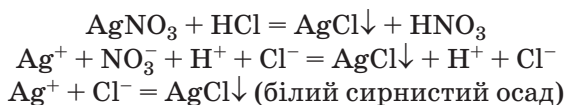
Подані та інші факти дозволили дослідникам сформулювати поняття про якісні реакції.

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

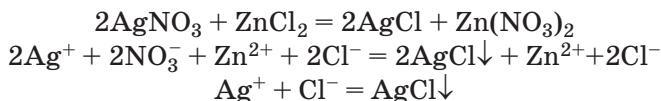
Оскільки кислота та її солі завжди мають у своєму складі однакові йони — аніони кислотного залишку, то можемо передбачити існування речовини чи кількох речовин, які можна використовувати для виявлення певного аніона у складі кількох речовин.

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 $AgCl$.

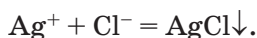
Здійснимо реакцію йонного обміну між аргентум(I) нітратом у розчині й хлоридною кислотою (*дослід 1*). При зливанні розчинів миттєво утворюється білий сирнистий осад. Цим осадом є аргентум(I) хлорид $AgCl$.



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.



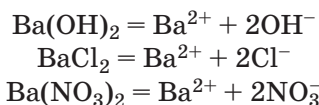
Хоча взаємодіяли з аргентум(I) нітратом різні хлориди, під час обох реакцій відбувалося зв'язування катіонів Аргентуму та хлорид-аніонів у нерозчинну сполуку аргентум(I) хлорид. Тому в обох дослідях взаємодія речовин відображає одне скорочене йонне рівняння:



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 СУЛЬФАТ-ІОНІВ SO_4^{2-} . Якісною реакцією на сульфатну кислоту та сульфати, що перебувають у розчині, є 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 $Ba(OH)_2$, барій хлорид $BaCl_2$, барій нітрат $Ba(NO_3)_2$.

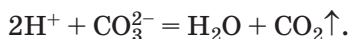


Реакція обміну в усіх випадках описуватиметься скороченим йонним рівнянням:



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 барій сульфату $BaSO_4$. Цей осад, подібно до осаду аргентум(I) хлориду $AgCl$, не розчиняється ані у воді, ані в хлоридній чи нітратній кислотах.

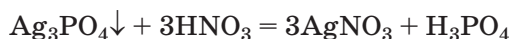
СПОСІБ ВИЯВЛЕННЯ КАРБОНАТ-ІОНІВ CO_3^{2-} . Карбонати (як розчинні, так і нерозчинні) легко виявити за допомогою будь-якої кислоти, сильнішої за карбонатну. Це можливо тому, що карбонатна кислота — нестійка сполука й при утворенні одразу розпадається на вуглекислий газ і воду. Взаємодію між розчиненою у воді сіллю карбонатної кислоти 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(I) нітрату $AgNO_3$. Внаслідок реакції утворюється осад жовтого кольору.



Проте аргентум(I) ортофосфат розчиняється в нітратній кислоті.



Працюйте групами

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.

Учнівський експеримент

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, аргентум(I) нітрат, 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.

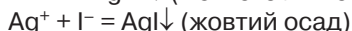
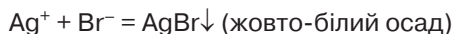
Свідченням важливого значення застосування якісних реакцій для захисту довкілля від забруднення є те, що контроль за якістю води та ґрунту здійснюють з їхнім використанням.

Виконуючи лабораторні досліди, ви вели візуальні спостереження за якісними реакціями. У промисловості чи довкіллі це роблять за допомогою спеціальних приладів, які дають змогу виявляти малі кількості речовин.

Сторінка ерудованих



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(I) нітрату. Реакції описують скороченими йонними рівняннями.



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

Стихло про основне



- ✓ Хлорид-, ортофосфат-іони в розчині виявляють за допомогою йонів Аргентуму Ag^+ , наявних у розчині аргентум(I) нітрату.
- ✓ Виявлення сульфат-іонів у розчині здійснюють за допомогою катіонів Барію Ba^{2+} , наявних у розчинах 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 медичними джерелами



- Дізнайтесь, при підготовці фахівців яких спеціальностей важливою складовою 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
 - B** нітратна кислота, аргентум(I) нітрат
 - B** лакмус, аргентум(I) нітрат
 - Г** барій нітрат, натрій сульфат
- 61.** Розробіть план виявлення у трьох пробірках без підписів розчинів калій хлориду, калій сульфату, калій карбонату.
- 62*.** У трьох пробірках без підписів містяться розчини натрій броміду, натрій йодиду, натрій ортофосфату. Запропонуйте спосіб розпізнавання цих речовин.



Практичне використання знань про реакції йонного обміну.

Практична робота 1.

Реакції йонного обміну між електролітами у водних розчинах

Уміння користуватися таблицею розчинності для складання 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 «Учнівський експеримент» сприятиме її формуванню в кожного з вас.

Учнівський експеримент

Практична робота 1

Реакції йонного обміну між електролітами у водних розчинах

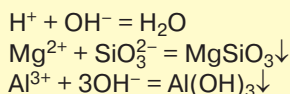
Завдання 1. Користуючись таблицею розчинності, передбачте, як з магній хлориду можна добути реакцією йонного обміну аргентум(I) хлорид. Своє передбачення перевірте експериментально. Складіть молекулярне та йонні рівняння реакції.

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. Визначте відповідні досліди і складіть молекулярні 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 перебіг реакцій йонного обміну.

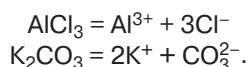


Хоча вода й дуже слабкий електроліт, проте в окремих випадках вона вступає в реакцію йонного обміну із солями. Розглянемо два приклади.

Виготовимо два розчини — алюміній хлориду AlCl_3 у дистильованій воді та калій карбонату K_2CO_3 у дистильованій воді. Випробуємо їх індикатором метиловим оранжевим. У розчині алюміній хлориду індикатор виявить кислотне середовище. Це є свідченням наявності в розчині солі катіонів Гідрогену H^+ .

У розчині калій карбонату індикатор виявить лужне середовище. Це є свідченням наявності в розчині солі гідроксид-аніонів OH^- .

Складемо рівняння електролітичної дисоціації цих солей:



Вони свідчать, 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.

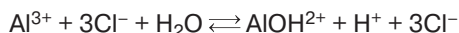
Гідроліз солей — це реакція йонного обміну між сіллю та водою, що супроводжується асоціацією одного з йонів солі з протилежним йому за знаком йоном (H^+ чи OH^-), на які дисоціює вода.

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.

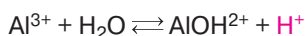
Звернемося до таблиці розчинності й переконаємося, що алюміній гідроксид $\text{Al}(\text{OH})_3$ — слабкий електроліт, тоді як хлоридна кислота HCl — сильна кислота. Отже, утворена ними сіль алюміній хлорид AlCl_3 вступатиме в хімічну взаємодію з водою. Відбудеться зв'язування йонів Алюмінію, якому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



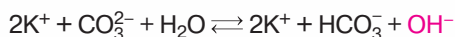
Скоротивши однакові йони, дістанемо скорочене йонне рівняння реакції гідролізу алюміній хлориду за першим ступенем.



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

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

H_2CO_3 . Гідроліз відбуватиметься в напрямку асоціації (з'єднання) йонів слабого електроліту, тобто аніонів CO_3^{2-} 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 аніона HCO_3^- в розчині накопичуються гідроксид-аніони OH^- . Тому індикатор і виявив лужне середовище.

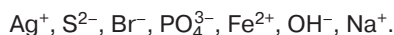
Реакції гідролізу солей — це ще один доказ того, що розчинення речовин у воді є складним фізико-хімічним процесом.

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.

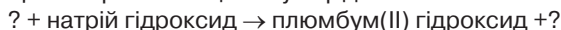
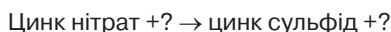
Застосовуємо

63. Складіть формули електролітів, скориставшись таким переліком йонів:



64. За скороченим йонним рівнянням $3\text{Zn}^{2+} + 2\text{PO}_4^{3-} \rightarrow \text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2$ складіть два молекулярні рівняння реакцій.

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



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 «Учнівський експеримент», 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.

Учнівський експеримент

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 речовин.

Варіант 1. Барій хлорид.

Варіант 2. Барій гідроксид.

Варіант 3. Сульфатна кислота.

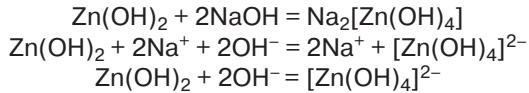
Обґрунтуйте вибір реагентів. Складіть відповідні молекулярні та йонні рівняння реакцій.

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



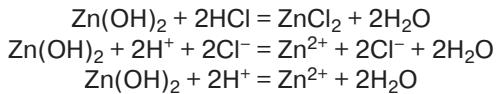
Сторінка ґрудованих

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.

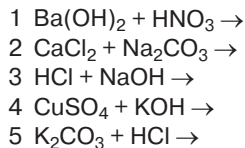
Під час взаємодії цинк гідроксиду з кислотою утворюється зовсім інша сіль — цинк хлорид ZnCl_2 , що містить катіон Цинку Zn^{2+} .



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 містяться 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 укажіть порядкові номери рівнянь електролітичної дисоціації з однаковою кількістю йонів.



- 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 сульфат і нітратна кислота



Завдання різних рівнів складності з теми «Розчини»

- Укажіть 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
 - розчиною 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
- Укажіть розчини, що проводять електричний струм.*

А розчин кухонної солі	В розчин йоду в спирті
Б розчин гідроген хлориду у воді	Г розчин цукру у воді
- Укажіть сильні електроліти і складіть рівняння їхньої електролітичної дисоціації.*

А силікатна кислота	В хлоридна кислота
Б сульфатна кислота	Г сульфідна кислота
- Укажіть сильні електроліти і складіть рівняння їхньої електролітичної дисоціації.*
 - аргентум(I) хлорид
 - аргентум(I) нітрат
 - магній хлорид
 - барій сульфат

7. Укажіть сильні електроліти і складіть рівняння їхньої електролітичної дисоціації.

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

8. Увідповідніть назви груп речовин та приклади.

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

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

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

10. Укажіть, як змінюється розчинність газів зі зниженням температури.

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

11. Укажіть, як змінюється розчинність газів з підвищенням тиску.

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

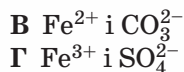
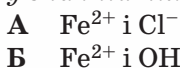
12. Оберіть пару речовин, взаємодію яких характеризує скорочене йонне рівняння $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2$.

- 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. Укажіть пари йонів, які не можуть одночасно перебувати в розчині у значній кількості.



15. Укажіть 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. Укажіть 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

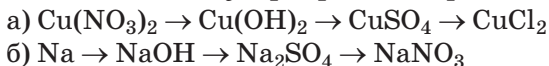
17. Укажіть пару речовин, між якими відбуватиметься реакція йонного обміну.

- а) алюміній сульфат і барій хлорид
б) алюміній нітрат і 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. Укажіть 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. Укажіть 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. Укажіть 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, водень хлориду. Перемогли ті учасники, які виготовили лише один розчин. Як ви вважаєте, чому?

26. Обчисліть масу хлоридної кислоти з масовою часткою водень хлориду 20 % і масу хлоридної кислоти з масовою часткою водень хлориду 30 %, необхідних для виготовлення 400 г кислоти з масовою часткою водень 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 водень 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 у виготовленому розчині.

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 кальцій хлорид гексагідрату, необхідних 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 сполуці;
- ◆ 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 параграфа, 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 доквіллі постійно відбувається надзвичайно багато хімічних реакцій — таку загальну назву мають хімічні явища, під час яких змінюється склад і будова речовин.

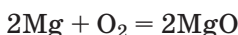
Хімічне явище, або хімічна реакція, — це процес перетворення одних речовин на інші.

Класифікацію хімічних реакцій здійснюють за різними ознаками. За кількістю і складом реагентів та продуктів реакції розрізняють реакції *сполучення, розкладу, заміщення, обміну*. Щоб безпомилково розрізнити 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.

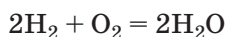


Мал. 23

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.



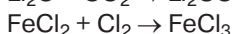
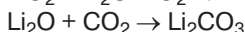
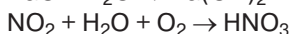
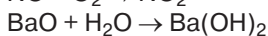
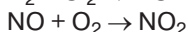
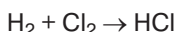
Проаналізувавши обидва рівняння, бачимо, що в ході цих реакцій з кількох реагентів (двох у поданих прикладах) утворюється лише один продукт реакції. Це і є головною ознакою реакцій сполучення.

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 сполук, до якого вони належать.
3. Проаналізуйте кількісний склад продуктів реакцій і зазначте, до простих чи складних речовин вони належать.
4. Зазначте спільну ознаку цих реакцій і назвіть тип реакцій.

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. Перетворіть схеми реакцій добування кисню в лабораторії на рівняння.

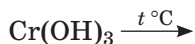
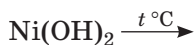


2. Порівняйте кількість реагентів з кількістю продуктів реакції в кожному рівнянні. Назвіть спільну ознаку цих реакцій.

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.

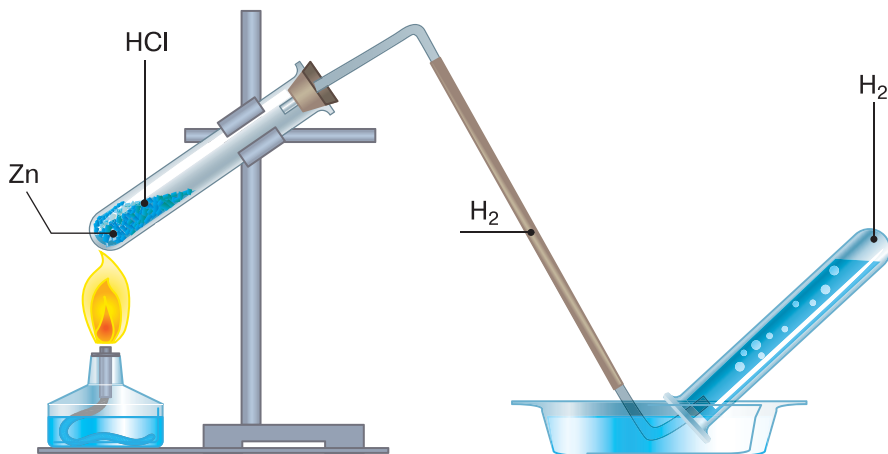
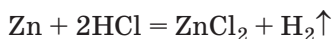


РЕАКЦІЇ ЗАМІЩЕННЯ.

**Демонстраційний
дослід 4.**

Взаємодія цинку з хлоридною кислотою.

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

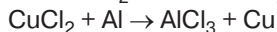
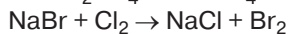
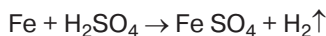


Мал. 24

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.

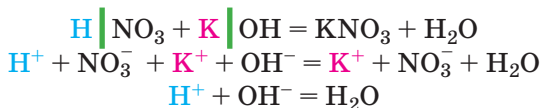
Демонстраційний
дослід 5.

Взаємодія калій гідроксиду з нітратною кислотою в розчині.

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

Доливають до вмісту пробірки розчин нітратної кислоти HNO₃. 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.

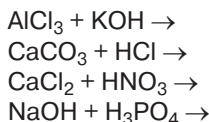
Реакція обміну — це взаємодія двох складних речовин, під час якої відбувається обмін структурними частинками. Реакція обміну між електролітами в розчині дістала назву реакції йонного обміну.



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

Працюйте з 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. Складіть повні та скорочені йонні рівняння реакцій.

Сторінка ерудованих

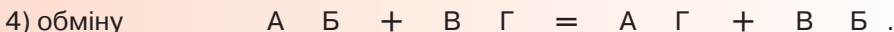
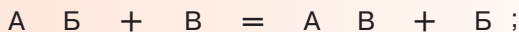
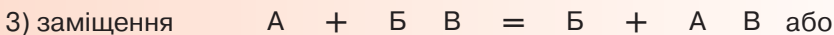
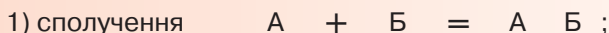
У розглянутих у параграфі прикладах реакцій обміну дві складні речовини вступають у реакцію і дві складні речовини утворюються після реакції. А до якого типу хімічних реакцій належать реакції, подібні до взаємодії карбонатів з кислотами, адже там три продукти реакції?



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

Стисло про основне

- ✓ Одну з класифікацій хімічних реакцій здійснено за кількістю і складом реагентів та продуктів реакції.
- ✓ За кількістю і складом реагентів та продуктів реакцій розрізняють реакції:



Знаємо, розуміємо

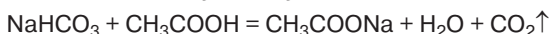
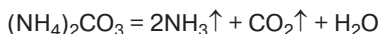
1. Наведіть означення та приклади реакцій:

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

За якою класифікаційною ознакою здійснено цю класифікацію?

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

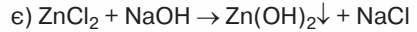
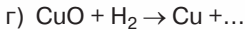
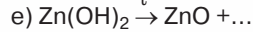
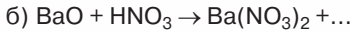
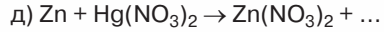
3. Зазначте, до яких типів хімічних реакцій належать реакції, завдяки яким розпушують тісто за допомогою амоній карбонату $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ чи харчової соди NaHCO_3 й оцту (етанової кислоти CH_3COOH).



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.



Підкресліть рівняння хімічної реакції з найбільшою сумою коефіцієнтів.

74. Увідповідніть напівсхеми рівнянь реакцій та їхні типи.

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 з хлоридною кислотою кальцій карбонату кількістю речовини 0,15 моль.
- Обчисліть масу сульфатної кислоти, що прореагувала з магнієм 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

Крім розглянутої в параграфі 18 класифікації хімічних реакцій існує також класифікація 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.



Зверніть увагу, що ступені окиснення, на відміну від зарядів йонів, записують над символом елемента: Al, O, H₂S.

+3 -2 +1-2



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- визначати ступені окиснення елементів за хімічною формулою сполуки та складати формули бінарних сполук за ступенями окиснення хімічних елементів;
- розрізняти окисно-відновні реакції й ті, в яких ступені окиснення не змінюються;
- обґрунтовувати процеси окиснення й відновлення з погляду електронної будови атомів.

Працюйте групами

1. Ознайомтесь із правилами визначення ступенів окиснення.

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.

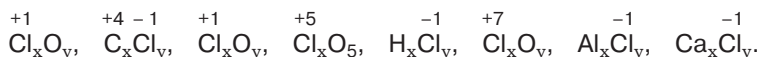
7. Алгебраїчна сума ступенів окиснення всіх атомів у сполуці дорівнює **нулю**.

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.

2. Визначте ступені окиснення елементів за такими формулами: N_2 , N_2O , N_2O_3 , Li_3N , NO_2 , NH_3 , Mg_3N_2 .

3. Користуючись правилами визначення ступенів окиснення, складіть формули зазначених сполук Хлору:



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

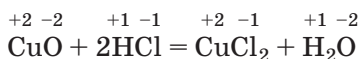
За цією ознакою хімічні реакції класифікують на дві групи:

- ◆ 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 та порівняти ступені окиснення всіх хімічних елементів у формулах реагентів і продуктів реакції.

Приклад 1.

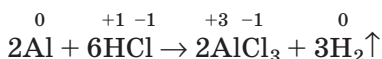
Складемо рівняння хімічної реакції купрум(II) оксиду з хлоридною кислотою, визначимо й напишемо над кожним символом хімічних елементів їхні ступені окиснення.



Порівняємо ступені окиснення кожного хімічного елемента 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 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.

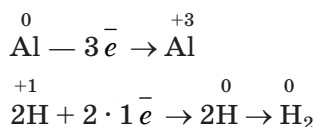
У йонних сполуках металічний елемент має позитивний, а неметалічний — негативний ступінь окиснення. У сполуках з ковалентним полярним зв'язком ступені окиснення хімічних елементів визначають на основі припущення про те, що всі хімічні зв'язки в речовині теж йонні. На основі цього припущення елемент із 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.*



Під час утворення йонного хімічного зв'язку атоми металічних елементів віддають електрони, а неметалічних — приєднують.

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

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

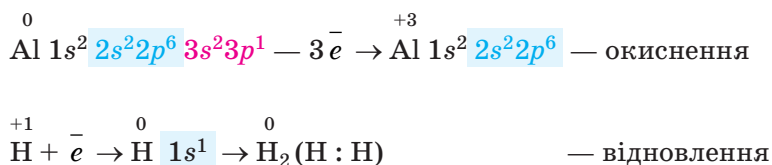


З електронного балансу бачимо, що атом Алюмінію (ступінь окиснення 0) віддав 3 електрони й перетворився на частинку (йон) зі ступенем окиснення +3. Два йони Гідрогену зі ступенем окиснення +1 приєднали по одному електрону кожний (у сумі 2 електрони) і перетворилися на атоми зі ступенем окиснення 0 та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

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

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.

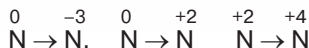


З електронних формул катіона Алюмінію та молекули водню бачимо, що ці структурні частинки мають завершений зовнішній енергетичний рівень (електронний шар).

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.

Працюйте групами

1. За поданими схемами визначте, процеси окиснення чи відновлення вони відображають.



Для кожної схеми зазначте кількість відданих чи приєднаних електронів.

2. Правила визначення ступенів окиснення елементів ілюструйте прикладами.

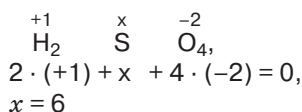
Стисло про основне

- ✓ За класифікаційною ознакою *зміна ступенів окиснення 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 менш електроотрицательного елемента до більш електроотрицательного.
- ✓ Процес **окиснення** — віддача електронів, процес **відновлення** — приєднання електронів. Ці процеси взаємозв'язані. Їх представляють у вигляді *електронного балансу*.

Сторінка ґрудованих

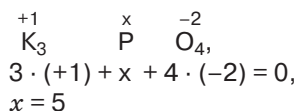
У кислотних залишках оксигеновмісних кислот ступені окиснення визначають для кожного хімічного елемента. Це зробити легко, оскільки відомо, що ступінь окиснення Оксигену у сполуках дорівнює -2 , а Гідроген у сполуках має ступінь окиснення $+1$.

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.
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 реакцій бромідної кислоти з натрій оксидом і натрію з бромом. Яка з них є окисно-відновною? Складіть її електронний баланс.
80. Складіть рівняння реакції магнію з хлором. Запишіть електронний баланс, зазначте процеси окиснення й відновлення.
81. Укажіть 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?

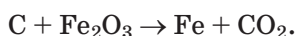


Складання рівнянь окисно-відновних реакцій. Значення окисно-відновних процесів

Опанувавши матеріал параграфа, 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:

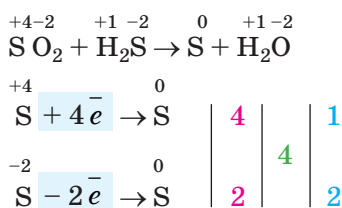


Для цього скористаємося поданим у таблиці 7 алгоритмом.

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	$\begin{array}{cccc c} 0 & & +4 & & \\ \text{C} - 4e^- & \rightarrow & \text{C} & & 4 \\ +3 & & 0 & & \\ \text{Fe} + 3e^- & \rightarrow & \text{Fe} & & 3 \end{array}$
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	$\begin{array}{cccc c c} 0 & & +4 & & & \\ \text{C} - 4e^- & \rightarrow & \text{C} & & 4 & 3 \\ +3 & & 0 & & & 12 \\ \text{Fe} + 3e^- & \rightarrow & \text{Fe} & & 3 & 4 \end{array}$
6	Знайдені частки є коефіцієнтами, які записують здебільшого перед формулами продуктів реакції, що містять елемент, який змінив ступінь окиснення	У наведеному 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	$3\text{C} + 2\text{Fe}_2\text{O}_3 = 4\text{Fe} + 3\text{CO}_2$

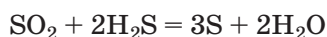
Трапляються й певні винятки. Складемо рівняння окисно-відновної реакції сульфур(IV) оксиду з гідроген сульфідом. Skorистаємося запропонованим алгоритмом і складемо електронний баланс.



Оскільки сульфуровмісний продукт реакції один, то коефіцієнти записують перед формулами реагентів (пригадаймо, що коефіцієнт 1 не пишеться).



Перетворюємо схему на рівняння реакції.



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

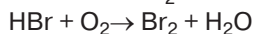
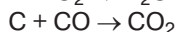
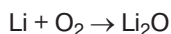
Відновник — це частинка (атом чи йон), що віддає електрони. Ступінь окиснення відновника в ході окисно-відновної реакції завжди збільшується.

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.

Попрацюйте 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 докiллi 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.

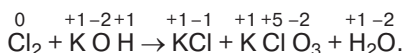


Сторінка ґрудованих



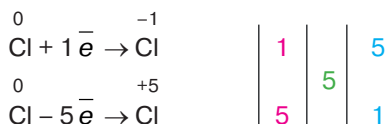
Окисно-відновні реакції різноманітні. У тексті параграфа розглянуто приклади окисно-відновних реакцій, у яких окисниками й відновниками були різні речовини. Але серед окисно-відновних реакцій є й такі, у ході яких й окиснюються, і відновлюються атоми одного й того самого елемента (*приклад 1*). Бувають 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 луґу:



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

Складемо електронний баланс.



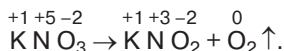
Визначені за допомогою електронного балансу коефіцієнти 1 і 5 запишемо перед формулами продуктів реакції.



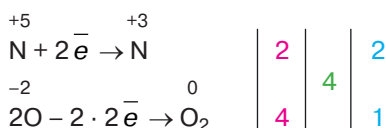
Перетворимо схему реакції на рівняння.



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.



Окисно-відновні реакції класифікують на три типи:

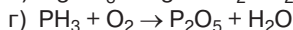
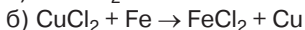
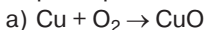
- 1) міжмолекулярні окисно-відновні реакції — реакції, що відбуваються між окисником і відновником, що є різними речовинами (до них належать реакції з основного тексту параграфа);
- 2) диспропорціювання (самоокиснення-самовідновлення) — реакції, у ході яких й окиснюються, і відновлюються атоми одного 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

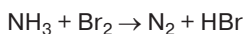
84. Перетворіть схеми окисно-відновних реакцій на рівняння.



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
A	окисником	1
Б	відновником	3
B	окисником	6
Г	відновником	7

86*. Під час 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 ерудованих» 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.

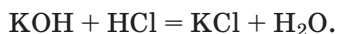
ТЕПЛОВІ ЯВИЩА, ЩО СУПРОВОДЖУЮТЬ ХІМІЧНІ РЕАКЦІЇ.

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

Демонстраційний дослід 1.

Реакція нейтралізації.

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

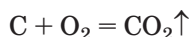


Доторкнувшись долонею до стінки посудини, відчуємо, що вона стала теплою. Отже, реакція супроводжується виділенням теплової енергії. Це можна підтвердити вимірюванням температури в посудинах з лугом та кислотою до реакції та в посудині, де відбувалася взаємодія цих речовин.

Демонстраційний дослід 2.

Горіння вуглецю.

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



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- ◆ усвідомити суть теплового ефекту хімічних реакцій;
- ◆ класифікувати хімічні реакції за їхнім тепловим ефектом;
- ◆ зрозуміти відмінність між хімічними й термохімічними рівняннями реакцій;
- ◆ розрізнати та наводити приклади екзо- й ендотермічних реакцій;
- ◆ складати 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 $\text{Cu}(\text{OH})_2$ — 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 CuO , що має чорний колір, і воду.



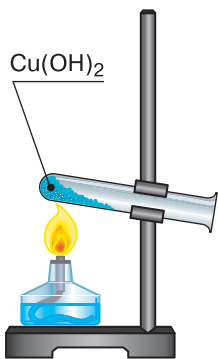
Як бачимо, для цієї реакції знадобилося нагрівання ($t = 70\text{--}90\text{ }^\circ\text{C}$). Самочинно, без надходження теплоти ззовні, купрум(II) гідроксид не розклався б. Цей дослід є прикладом реакцій, що супроводжуються поглинанням теплоти з навколишнього середовища.

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

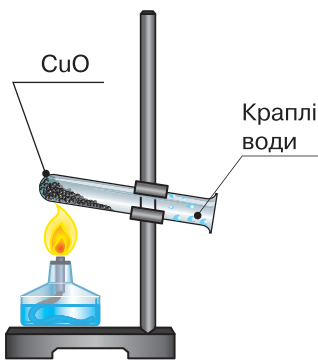
СУТЬ ТЕПЛОВИХ ЯВИЩ, ЩО СУПРОВОДЖУЮТЬ ХІМІЧНІ РЕАКЦІЇ.

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

Термічне 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») і записують після продуктів реакції через крапку з комою.

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-*

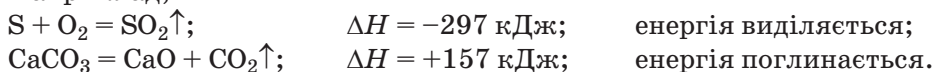
ної реакції. Якщо ж ΔH є від'ємним числом, то навпаки, внутрішня енергія речовин, утворених у результаті реакції, порівняно з внутрішньою енергією реагентів зменшилася. Відтак певна кількість теплоти виділилась у навколишнє середовище, що властиво *екзотермічним реакціям*.

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,



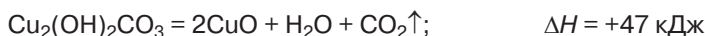
Таким чином тепловий ефект розглядають з позиції збільшення чи зменшення внутрішньої енергії речовин унаслідок реакції.

Працюйте з групами

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 сповільнювалася, 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 ґрудованих

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. Складемо пропорцію й обчислимо кількість речовини кальцій оксиду, що утворюється в разі виділення в навколишнє середовище 3140 кДж теплоти:

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ моль } (\text{CaO}) & \text{—} & 157 \text{ кДж} \\ x \text{ моль } (\text{CaO}) & \text{—} & 3140 \text{ кДж} \\ x = 3140 \text{ кДж} \cdot 1 \text{ моль} : 157 \text{ кДж} = 20 \text{ моль.} \end{array}$$

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: $m (\text{CaO}) = 1120 \text{ г.}$



Працюємо 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. 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) $S + O_2 = SO_2$; | $\Delta H = -297$ кДж; |
| б) $2CO + O_2 = 2CO_2$; | $\Delta H = -566$ кДж; |
| в) $2H_2O = 2H_2 + O_2$; | $\Delta H = +286$ кДж. |
| г) $8Al + 3Fe_3O_4 = 9Fe + 4Al_2O_3$; | $\Delta H = -3347$ кДж; |
| д) $CaCO_3 = CaO + CO_2$; | $\Delta H = +157$ 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 луку 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 темніють, 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 *швидкість 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. І весь цей час кількість речовини реагентів та продуктів реакції змінюється. На початку реакції кількість реагентів найбільша, але під час реакції вона 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 зміст 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 зміст 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:

$$\Delta n = 5 \text{ моль} - 2 \text{ моль} = 3 \text{ моль};$$

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 в реакцію щосекунди вступало 0,5 моль цього реагенту.

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.

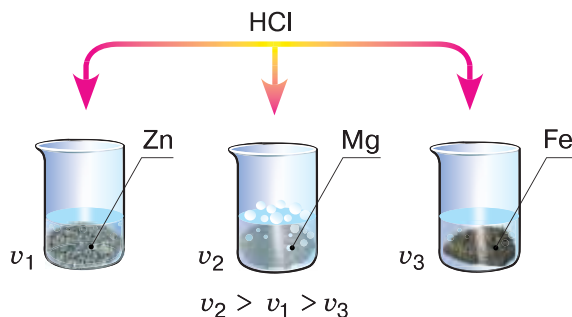
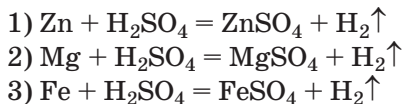
З можливих одиниць вимірювання швидкості хімічної реакції (моль/дм³, моль/см³, моль/л, моль/мл) найуживанішою є моль/л.

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 долємо 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 групами

1. Знайдіть у ряді активності металів ті метали, з якими було проведено дослід. Чи підтверджують результати дослідів місце цих металів у ряді активності?
2. На підставі положення металів у ряді активності 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 «Учнівський експеримент»). З'ясуйте вплив *концентрації речовин і температури* на швидкість хімічної реакції.

Учнівський експеримент

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, нагрівний прилад.

Завдання 1. Дослідіть вплив концентрації речовини на швидкість хімічної реакції.

У дві пробірки налейте 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.

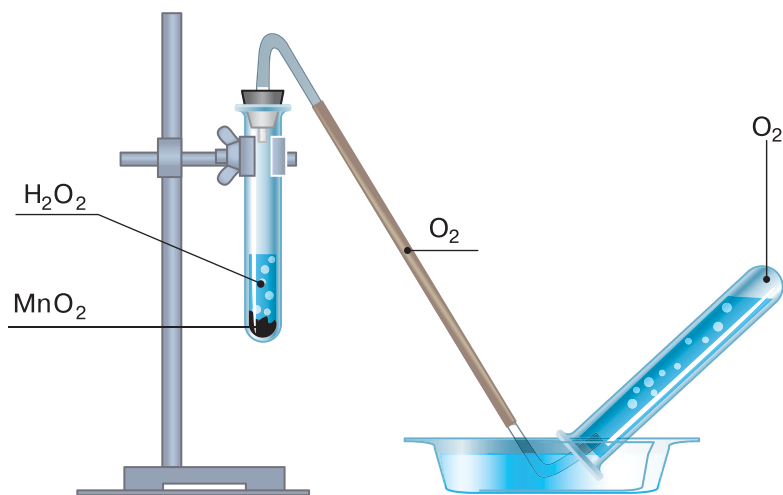
ВПЛИВ КАТАЛІЗАТОРІВ НА ШВИДКІСТЬ ХІМІЧНОЇ РЕАКЦІЇ.

Є ще один чинник збільшення швидкості хімічної реакції, і він вам відомий. Це каталізatori.

Про вплив каталізаторів на хімічні процеси ви довідалися ще в 7 класі під час добування кисню O_2 з гідроген пероксиду H_2O_2 . Якщо до цієї речовини додати невелику кількість (на кінчику шпателя) манган(IV) оксиду MnO_2 , швидкість реакції зростає в десятки разів (мал. 30).



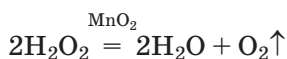
Пригадайте! Каталізаторами називають речовини, що впливають на перебіг хімічних процесів (прискорюють хімічні реакції), але кількісно в них не витрачаються.



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 переліку 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.

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.



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

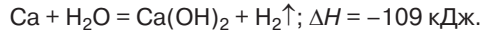
1. Що розуміють під швидкістю хімічної реакції?
2. Які чинники впливають на швидкість хімічної реакції?
3. Наведіть конкретні приклади впливу різних чинників на швидкість хімічної реакції.
4. Застосуйте набуті знання для пояснення необхідності зберігання деяких продуктів харчування в холодильнику чи погребі.

91. Укажіть способи збільшення швидкості хімічної реакції, що відбувається між барій карбонатом і хлоридною кислотою.

A подрібнити нерозчинний реагент
B збільшити концентрацію кислоти

B зменшити 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 підігрітій до 40 °С? Як зміниться швидкість взаємодії речовин пральної дії з брудом за такого підвищення температури, якщо температурний коефіцієнт становить 2?

Сторінка ерудованих



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.

Трацюємо 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.



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. Домоткане полотно раніше вибілювали під сонячними променями, 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» допоможе вам на власноруч виконаних дослідках закріпити знання про швидкість

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.

Учнівський експеримент

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. Здійснюйте 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 хімічна склянка об'ємом 200–250 мл. Після збирання кисню посудину накрийте кришкою чи пластинкою.

6. У полум'ї спиртівки чи іншого нагрівного приладу розжарте вуглинку (можна замінити скіпкою). Спостерігайте за її горінням і кольором полум'я.

7. Внесіть розжарену вуглинку (тліючу скіпку) у посудину з киснем та спостерігайте за її 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.



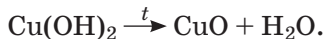
Оборотні й необоротні реакції

Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- ◆ поповнити знання про класифікацію хімічних реакцій на оборотні й необоротні;
- ◆ розрізняти оборотні й необоротні реакції;
- ◆ складати рівняння оборотних і необоротних реакцій

За напрямком 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 напрямку утворення продуктів реакції, наприклад:



Утворений основний оксид — купрум(II) оксид CuO — з водою не реагує. Тож одержати купрум(II) гідроксид взаємодією цього оксиду з водою не можна. Отже, реакція відбувається в одному напрямку.

Розглядаючи взаємодію електролітів у розчині, ми весь час наголошували на односторонньому перебігу хімічних процесів — у бік утворення продуктів реакції.

Реакції, що відбуваються в одному напрямку 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 такі реакції називають *оборотними*. У них одночасно відбуваються дві протилежно спрямовані взаємодії:

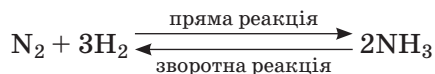
- а) реагенти взаємодіють між собою й утворюють продукти реакції;
- б) утворені продукти реакції вступають у взаємодію між собою, внаслідок чого знову перетворюються на реагенти.

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. Проте варто змінити умови, і рівновага порушиться. Через це хімічну рівновагу називають динамічною рівновагою (тобто рухливою).

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 (етену, етину, поліетилену, каучуку та інших). 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 профільній школі.



Стисло про основне

- ✓ За напрямком перебігу реакції поділяють на необоротні та оборотні.
- ✓ **Необоротні реакції** — це реакції, що відбуваються лише в напрямку утворення продуктів реакції, зворотна взаємодія продуктів реакції в напрямку 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 швидкості обох реакцій зрівняються, 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 напрямком 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 натрій карбонату 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. Він навіть за високої температури не перетворюється на магній і кисень. Складіть рівняння цієї реакції. До оборотних чи необоротних реакцій вона належить?
98. Увідповідніть рівняння та типи реакцій.

	Рівняння	Типи реакцій
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	$2\text{Al}(\text{OH})_3 = \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$	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. *Укажіть тип реакцій, до яких належить реакція магній оксиду із сульфатною кислотою.*
А реакції сполучення
Б реакції обміну
В реакції розкладу
Г реакції заміщення

2. Укажіть тип реакцій, до яких належить реакція магнію із цинк хлоридом.

- А реакції сполучення
 Б реакції обміну
 В реакції розкладу
 Г реакції заміщення

3. Увідповідніть типи хімічних реакцій та схеми 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	$\text{O}_2 \rightarrow \text{O}_3$

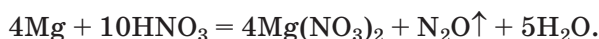
4. Увідповідніть типи реакцій та приклади термохімічних рівнянь.

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. Укажіть стан подрібнення, у якому має бути цинк, щоб швидкість реакції з хлоридною кислотою була найбільшою.

- А пластинка В порошок
 Б гранула Г пил

6. Укажіть відновник у реакції



- А Нітроген В Магній
 Б Гідроген Г Оксиген

7. Укажіть окисник у реакції $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3 = 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}.$

- А Нітроген В Купрум
 Б Гідроген Г Оксиген

8. Укажіть напівсхему окисно-відновної реакції.



Перетворіть напівсхему обраної реакції на рівняння. Складіть електронний баланс, зазначте процеси окиснення та відновлення.

9. Укажіть, за якого значення ступеня окиснення Нітроген буде лише відновником.



10. Укажіть значення ступеня окиснення, за якого Сульфур буде лише окисником.



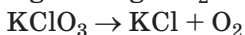
11. Перетворіть напівсхеми реакцій на рівняння, зазначте серед них окисно-відновну реакцію сполучення.



12. Розгляньте схеми окисно-відновних процесів. Укажіть процес відновлення.



13. Укажіть ознаки, спільні для поданих схем реакцій.



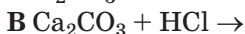
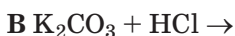
А схеми реакцій сполучення, окисно-відновні

Б схеми реакцій сполучення, без зміни ступеня окиснення

В схеми реакцій розкладу, окисно-відновні

Г схеми реакцій заміщення, окисно-відновні

14. Укажіть напівсхему оборотної реакції.



15. Наведіть по два приклади окисно-відновних реакцій, що відбуваються у природі, промисловості й побуті.

Тема 3

Початкові поняття про органічні сполуки

Вивчаючи цю тему, ви дізнаєтеся про:

- ◆ окремі органічні сполуки, 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 довідалися 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.

Окрім атомів Карбону майже всі органічні речовини, 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 параграфа, 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 поміж них переважно неелектроліти. Багато з них розчиняються в органічних розчинниках (ацетоні, бензині тощо).

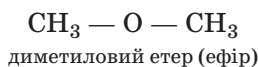
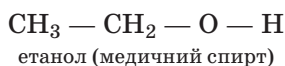
Шостою особливістю органічних речовин є те, що, за деяким винятком, вони горять на повітрі, а горіння, як вам відомо, супроводжується виділенням теплової енергії в довкілля.

Сьома особливість — органічним речовинам властиві відносно 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*.

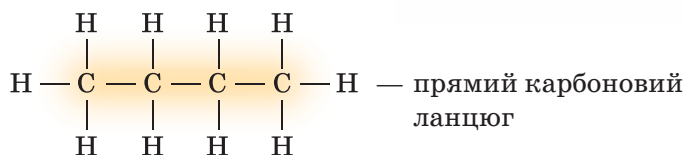
Так, молекулярну формулу C_2H_6O мають дві речовини — етанол, або медичний спирт, — легка рухлива рідина, що кипить за температурою $+78,3\text{ }^\circ\text{C}$, і диметиловий етер — газоподібна речовина з температурою кипіння $-23\text{ }^\circ\text{C}$. Етанол і диметиловий етер — ізомери. Незважаючи на однаковий кількісний і якісний склад молекул, ці речовини мають різну будову. Про це свідчать їхні структурні формули.



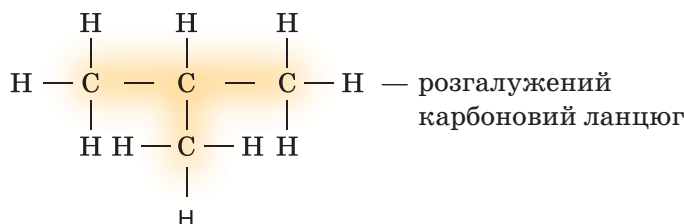
Ізомерія є поширеним явищем в органічній хімії. Так, існує 75 різних речовин з молекулярною формулою $C_{10}H_{22}$.

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.

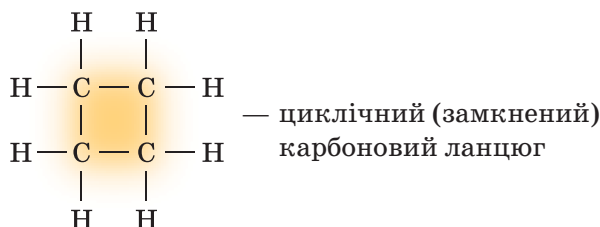
Сполучаючись один з одним, атоми Карбону утворюють карбонові ланцюги *ациклічної (прямої, розгалуженої) та циклічної (замкненої) будови.*



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 кожний 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 називаються елементами органогени.
- ✓ У молекулах органічних речовин атоми Карбону чотиривалентні й можуть багаторазово сполучатися з атомами інших елементів і між собою.
- ✓ Більшість органічних сполук мають молекулярну будову із чітко вираженим ковалентним хімічним зв'язком.



Сторінка ґрудованих

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 етенів (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 параграфа 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 ...
- A** органічних і неорганічних речовин порівну
Б переважають неорганічні речовини
В переважають органічні речовини
Г органічні речовини відсутні

Працюємо 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 параграфа, 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).

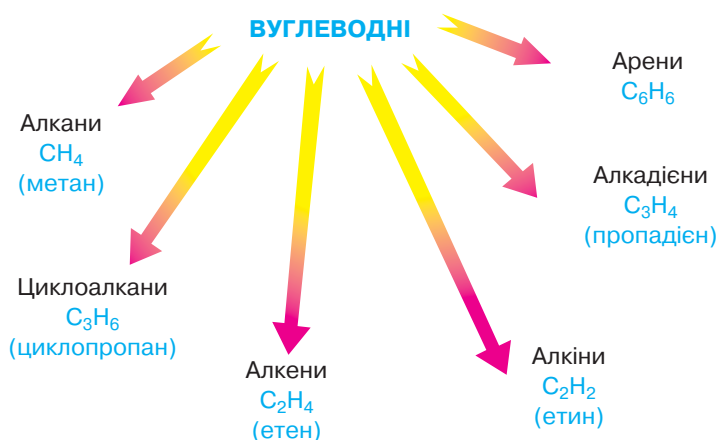


Схема 17

Класифікація вуглеводнів

З деякими вуглеводнями ви ознайомитесь у цій темі, а от детально вивчатимете їх у профільній школі.

МЕТАН ЯК ПРЕДСТАВНИК НАСИЧЕНИХ 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 ковалентний хімічний зв'язок. Він називається *одинарний зв'язок*. Такі сполуки в жодному разі не будуть вступати в реакції приєднання. *Метан* CH_4 є першим і найпростішим представником вуглеводнів.



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 $t = -161,5^\circ\text{C}$ метан переходить у рідкий стан, а за температури $t = -182,5^\circ\text{C}$ — твердне.

Дехто з вас може засумніватися в тому, що метан не має запаху. Адже користувачі природного газу саме за запахом визначають його в разі витікання. 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 цей запах, 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 C_2H_6 . Третій представник алканів — *пропан* C_3H_8 . Порівняйте кількісний склад молекул метану, етану й пропану, і ви побачите, що кожна наступна формула відрізняється від попередньої групою атомів $-\text{CH}_2-$.

Починаючи з метану, можна записати ряд формул, у якому кожна наступна формула відрізнятиметься від попередньої на *групу атомів* $-\text{CH}_2-$. Це будуть формули *гомологів* метану — сполук, які подібні за будовою і властивостями, але з різницею у складі молекул на одну й більше груп атомів $-\text{CH}_2-$.

Гомологічний ряд — це ряд сполук, що мають однотипну будову, виявляють подібні хімічні властивості, але відрізняються за складом молекул на певну кількість груп атомів $-\text{CH}_2-$. Такі сполуки називають гомологами.

Наявність гомологічних рядів є характерним явищем для органічної хімії. Якої б складної будови не були молекули гомологів, у всіх без винятку рядах наступна формула відрізняється від попередньої на групу атомів $-\text{CH}_2-$.

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.

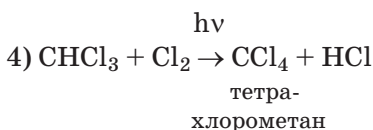
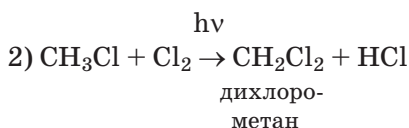
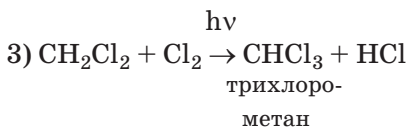
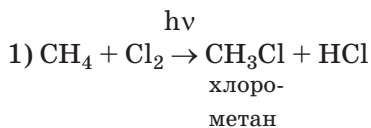
Зверніть увагу на те, що і в самій назві гомологічного ряду, і в назвах окремих його представників наявний суфікс *-ан*. Він є в назвах усіх без винятку насичених вуглеводнів.

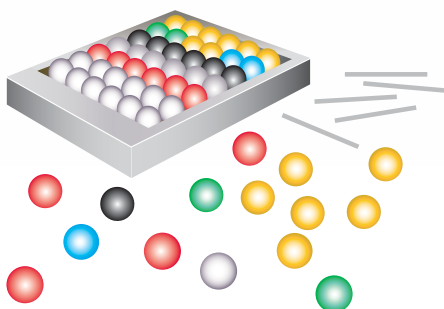
Усі насичені вуглеводні відповідають одній загальній формулі C_nH_{2n+2}, де *n* — кількість атомів Карбону в молекулі речовини.

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.

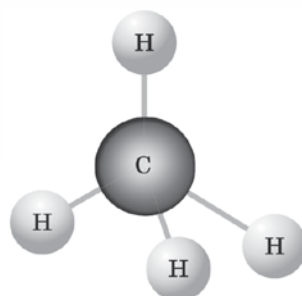
Метан та його гомологи вступають у реакцію заміщення з галогенами. Під час реакції відбувається поступове заміщення атомів Гідрогену атомами галогенів.





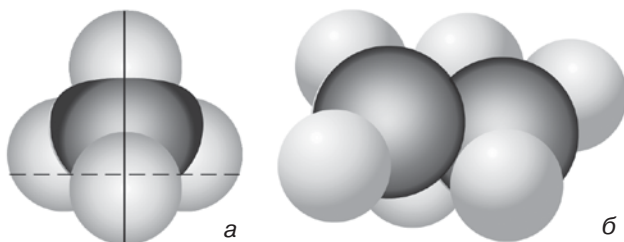
Мал. 31

Набір для моделювання молекул



Мал. 32

Кулестержнева 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.

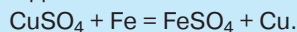
МОДЕЛІ МОЛЕКУЛ ВУГЛЕВОДНІВ. Їх легко і зручно виготовляти, маючи спеціальний набір (мал. 31) різнокольорових пластмасових кульок, що символізують атоми, і пластмасових стержнів, за допомогою яких кульки з'єднують, показуючи тим самим хімічні зв'язки (для зручності з'єднання в кульках є отвори).

З такого набору виготовлено *кулестержневу модель* молекули метану (мал. 32).

Кулька чорного кольору моделює атом Карбону, а наявні в ній чотири отвори дають змогу приєднати чотирма пластмасовими стержнями 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:



Окрім кулестержневих моделей виготовляють ще й масштабні *моделі* молекул (мал. 33). Вони не лише відображають порядок сполучення атомів, а й завдяки дотриманню масштабу передають співвідношення між розмірами атомів. Наприклад, з масштабних моделей метану й етану видно, що діаметр атома Карбону більший за діаметр атома Гідрогену в 1,5 раза.



Стисло про основне

- ✓ Метан CH_4 — найпростіша за хімічним складом органічна сполука, яка належить до насичених вуглеводнів.
- ✓ Гомологи — речовини з подібною будовою та властивостями, кількісний склад молекул яких відрізняється на одну й більше груп атомів $-\text{CH}_2-$.
- ✓ Формули гомологів метану відповідають загальній формулі $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$, а назва кожного з них закінчується суфіксом *-ан*.
- ✓ У молекулах насичених вуглеводнів усі хімічні зв'язки одинарні, звідси походить їхня назва.

Знаємо, розуміємо

1. Назвіть 10 перших представників гомологічного ряду метану.
2. Поясніть явище гомології.
3. Схарактеризуйте структуру й фізичні властивості метану.

Застосовуємо

102. Порівняйте кількісний і якісний склад пропану й гексану.
103. Розташуйте назви алканів за ЗБІЛЬШЕННЯМ кількості атомів Карбону в молекулі.
А нонан В гептан
Б гексан Г пропан
104. Увідповідніть назви та формули алканів.

Назва		Формула	
1	пентан	А	C_2H_6
2	бутан	Б	C_3H_8
3	етан	В	C_4H_{10}
4	октан	Г	C_5H_{12}
		Д	C_8H_{18}

105. Обчисліть відносну густину етану за повітрям, воднем, бутаном.
106. Де більше молекул: у порції етану об'ємом 11,2 л (н. у.) чи порції гексану масою 43 г?
- 107*. Визначте молекулярну формулу вуглеводню, масова частка Карбону в якому дорівнює 80 %, а його густина за воднем — 15.
- 108*. Установіть формулу алкану, якщо його порція кількістю речовини 0,25 моль має масу 25 г.

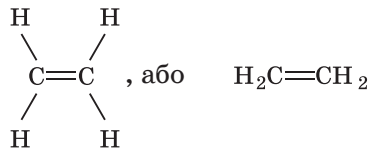
§ 28.

Етен й етин 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 етену, у якій позначимо *подвійний зв'язок* між атомами Карбону, щоб їхня валентність дорівнювала чотирьом.



Щоб з'ясувати просторове розміщення атомів у молекулі етену, вдамося до моделювання. У кулестержневій 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 стержнем (схема 18) й одержимо модель молекули етену.

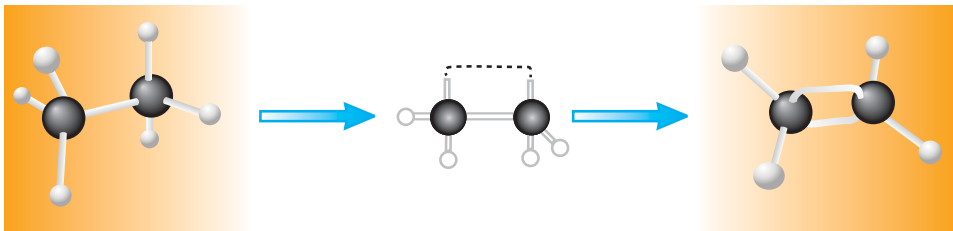


Схема 18 Перетворення моделі молекули етану на модель молекули етену

Як видно з моделі, усі шість атомів молекули етену 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 етану 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 стержнями (схема 19).

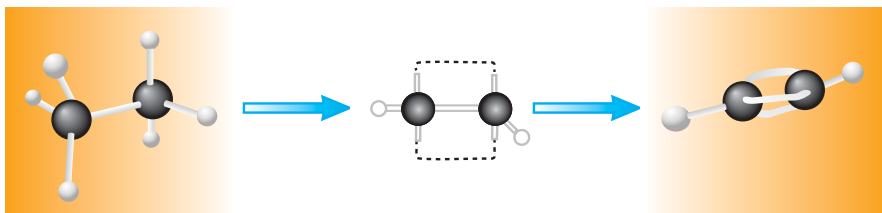


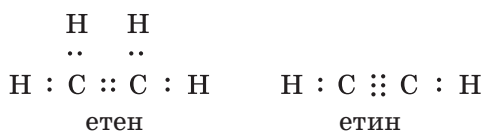
Схема 19 Перетворення моделі молекули етану на модель молекули етину

Як видно з моделі, усі чотири атоми молекули етану розташовані на одній лінії, а між атомами Карбону утворився *потрійний* зв'язок.

Моделювання дало змогу з'ясувати, що просторова будова молекули етану — *площинна*, етану — *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 етині — потрійний.

Замінімо кожен риску в структурних формулах етену й етину на дві крапки (позначення пари електронів) й дістанемо електронні формули цих сполук.

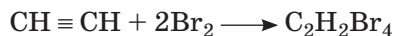
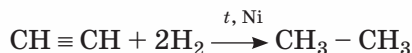
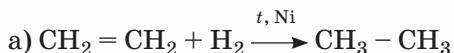


ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ЕТЕНУ Й ЕТИНУ.

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. Приєднання відбувається за місцем розриву подвійного або потрійного зв'язку. 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 молекулі етину.

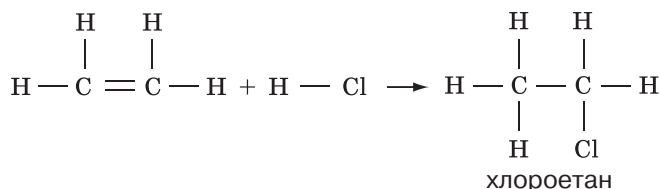
Стисло про основне

- ✓ 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.
- ✓ Етен і етин легко вступають у реакції приєднання.

Сторінка ґрудованих

Окрім розглянутих у параграфі реакцій приєднання існують й інші.

Приклад 1. Приєднання гідроген хлориду до етену.

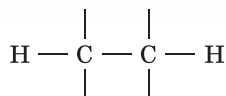


Суфікс -ан у назві утвореної речовини вказує на те, що після реакції між атомами Карбону не залишилося подвійного зв'язку (суфікс -ан властивий назвам насичених вуглеводнів). Замість одного атома Гідрогену до складу молекули продукту реакції увійшов один атом Хлору.

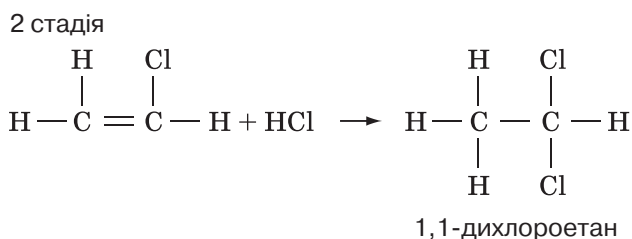
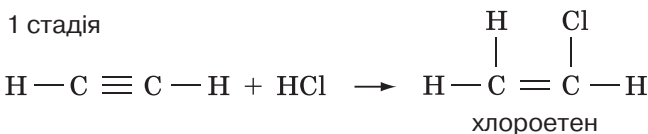
Приклад 2.

Приєднання хлороводню (гідроген хлориду) до етину.

Тут, як і в етену, приєднанню передує 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 профільній 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.

ГОРІННЯ. Як вам відомо, так називають складний фізико-хімічний процес, основу якого становить швидка окисно-відновна реакція, що супроводжується інтенсивним виділенням у навколишнє середовище теплової й світлової енергії.

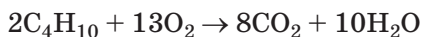
Поширеними є реакції горіння багатьох неорганічних й органічних речовин за участю кисню. Хоча горіння деяких речовин відбувається і в галогенах, парах сірки тощо.

ГОРІННЯ ВУГЛЕВОДНІВ. Усі вуглеводні, незалежно від їхнього агрегатного стану, горять. Розрізняють повне й неповне горіння речовин, зокрема 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 зупини

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.

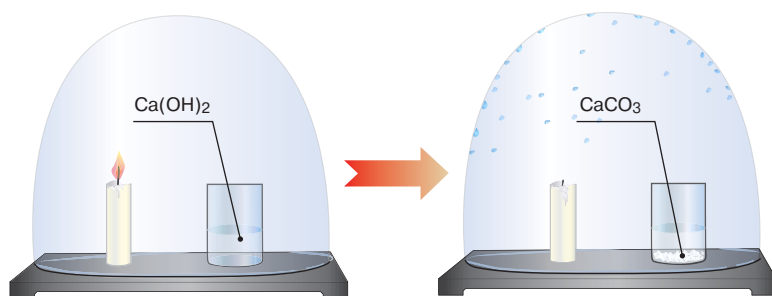
З'ясуємо дослідним шляхом, що продуктами горіння гомологів метану є насправді вода й вуглекислий газ.

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 склянку 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 скляного ковпака 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 згорання 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 згорання сумішей вуглеводнів (наприклад, бензину, природного газу) використовують у двигунах внутрішнього згорання автомобілів, тракторів, мотоциклів та іншої техніки.

Серед вуглеводнів розрізняють *легкозаймісті* й *горючі*. До легкозаймістих належить бензин — суміш рідких вуглеводнів 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 легкозаймістих вуглеводнів важливо дотримуватися правил поведіння 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 горіння вуглеводнів належать до екзотермічних реакцій, то обчислення можна здійснювати й за термохімічними рівняннями.

Працюйте групами

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 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. Розкажіть правила поведінки з легкозаймистими вуглеводнями.
2. Що є продуктами повного окиснення вуглеводнів?
3. До якого типу хімічних реакцій за тепловим ефектом належать реакції горіння вуглеводнів?
4. Висловіть 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 проєкт на тему «Альтернативні джерела енергії». Доберіть інформацію про те, як можна зменшити екологічні проблеми, спричинені спалюванням вуглеводнів у великій кількості. Постарайтеся створити свій авторський проєкт. 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 параграфу, 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.

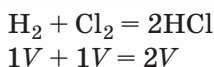
Серед хімічних реакцій багато таких, що відбуваються між газоподібними речовинами або супроводжуються утворенням газоподібних продуктів реакції. Оскільки молярний об'єм газів за однакових умов однаковий, а коефіцієнти в рівняннях реакцій збігаються з кількістю речовини у рівнянні реакції, то це дає змогу 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.

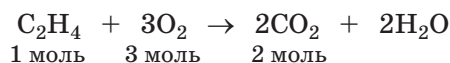
Закон поширюється на реакції, що відбуваються за постійного тиску.

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.

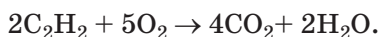
ПРИКЛАДИ ОБЧИСЛЕНЬ ОБ'ЄМНИХ ВІДНОШЕНЬ ГАЗІВ ЗА ХІМІЧНИМИ РІВНЯННЯМИ.

Приклад 1.

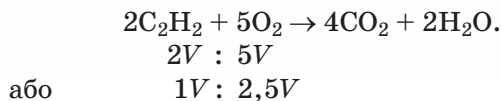
Обчислити об'єм кисню, необхідний для горіння етину об'ємом 500 л, та об'єм утвореного вуглекислого газу. Об'єми газів виміряні за однакових умов.

Розв'язання

Складемо рівняння реакції:



Розглянемо об'ємні відношення газів етину C_2H_2 та кисню O_2 , про які йдеться в умові задачі.



Як бачимо, об'єм кисню, який прореагував, у 2,5 раза більший за об'єм етину. 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, взятих для проведення цієї реакції, їхні об'ємні відношення будуть 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.

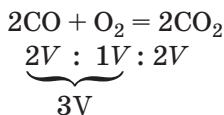
Відповідь: необхідно 1250 л кисню. Утвориться 1000 л вуглекислого газу.

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

Складемо рівняння реакції та розглянемо об'ємні відношення газів.



Вони вказують, що в реакцію вступає три об'єми газоподібних реагентів (2 об'єми CO й 1 об'єм O_2), натомість утворюються два 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:

$$V(CO) = 2 \cdot V = 2 \cdot 8 \text{ мл} = 16 \text{ мл}.$$

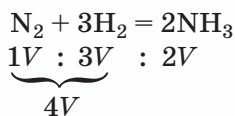
Відповідь: прореагувало 16 мл карбон(II) оксиду.

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

Складемо рівняння реакції та розглянемо об'ємні відношення газів.



Усього в реакцію вступає 4 об'єми реагентів. 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.

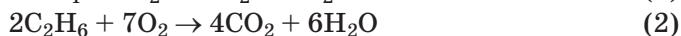
Приклад 4.

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?

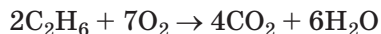
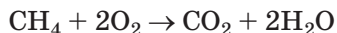
Щоб розв'язати цю задачу, необхідно розглянути відношення об'ємів газів у двох хімічних реакціях.

Розв'язання

Складемо 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 внаслідок згорання утворює x л вуглекислого газу.

З рівняння 2 бачимо, що об'єм утвореного вуглекислого газу вдвічі більший, ніж об'єм етану. Звідси, внаслідок згорання $(20 - x)$ л етану утворюється 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 початковій 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 в рівнянні реакції вказують коефіцієнти перед формулами газоподібних реагентів і продуктів реакції?
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 нормальних 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 згорання 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 згорання суміші метану з етеном 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 118), легко доокиснюється до нітроген(IV) оксиду, а той з водою 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 параграфу, ви зможете:

- ♦ характеризувати склад і фізичні властивості поліетилену;
- ♦ розрізняти поліетилен й етен за складом;
- ♦ складати загальну схему полімеризації етену.

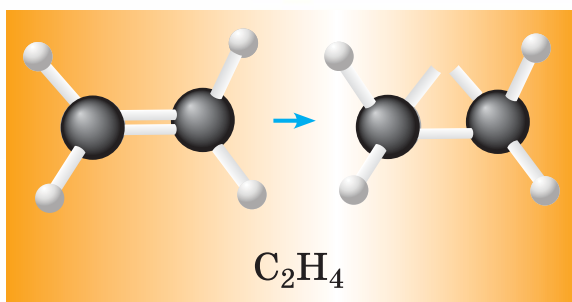


Схема 20

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 *макромолекули*. Реакція полімеризації відбувається за певних умов (нагрівання, збільшення тиску, наявність каталізатора).

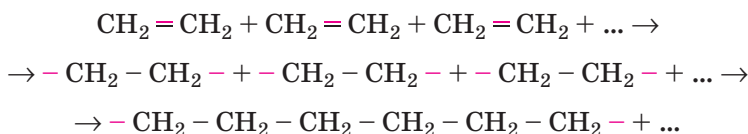


Пригадайте, з якими природними біополімерами ви ознайомилися на уроках біології.

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 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, що спершу молекули етену перетворюються на частинки з двома вільними валентностями. Завдяки їм частинки сполучаються між собою. На цьому приєднання не завершується, бо і після сполучення залишаються вільні валентності. Процес приєднання продовжується, і в такий спосіб сполучаються від кількох десятків до сотень тисяч молекул етену. У результаті багаторазового приєднання утворюється нова речовина із загальною назвою *полімер*. У розглянутому прикладі утворений полімер називається *поліетилен*. Вироби з

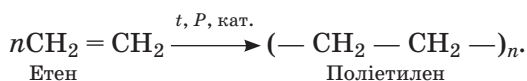
нього вам добре відомі (мал. 35).

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 структурних ланок дорівнює кількості мономерів.

Кількість молекул мономера, що сполучилися між собою та утворили одну макромолекулу полімеру, називається *ступенем полімеризації* і позначається літерою *n*.

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 етену 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 схематично 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 яскравим жовтим 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 не лише у скляній, а й у поліетиленовій тарі.

ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ Й ЗАСТОСУВАННЯ ПОЛІЕТИЛЕНУ.

Коротко ознайомимося з фізичними властивостями поліетилену. Це твер-

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).

З поліетилену виготовляють найрізноманітніші вироби, зокрема й кольорові (додають барвники). Поліетилен не проводить електричного струму, тому незамінний у виготовленні ізоляції для електрокабелів. Поліетилен не гниє й не піддається корозії. Завдяки цим властивостям з поліетилену виготовляють труби, тару для рідин, пакети й багато інших виробів.

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. 37

Гранули (крихти) поліетилену



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 вивченням способів розкладання полімерів за участі мікроорганізмів.

Стисло про основне

- ✓ **Полімеризація** — сполучення багатьох молекул ненасиченого вуглеводню в одну макромолекулу.
- ✓ У схемі полімеризації етену 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.

Учнівський експеримент

Виконайте вдома

Завдання 1. Поцікавтеся, що у вашій оселі виготовлене з поліетилену. Поміркуйте, які властивості цього полімеру використані в цих пристроях і предметах.

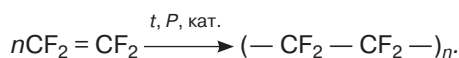
Завдання 2. Розробіть план експерименту з визначення густини поліетилену. За розробленим планом виконайте дослід. Для цього вам знадобляться: вироби з поліетилену, терези, мірний циліндр, прозорий посуд, вода. Сформулюйте та запишіть **ВИСНОВОК** про густину поліетилену.

Працюємо з медійними джерелами

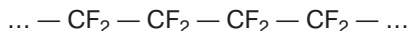
Користуючись різними інформаційними джерелами, зокрема й мережею інтернет, розробіть проект на тему «Сьогодення і майбутнє полімерів», висвітливши питання сировинної бази, екологічної безпеки, практичного використання виготовленої з них продукції.

Сторінка ґрудованих

Сировиною для добування полімеру *політетрафлуороетилену* (тефлону) є газоподібна, без кольору й запаху речовина тетрафлуороетилен (тетрафлуороетен) C_2F_4 . У цій речовині, як і в етену, між атомами Карбону наявний подвійний зв'язок, але всі атоми Гідрогену заміщені атомами Флуору. Її полімеризація описується рівнянням:



Подібно до етену, під час полімеризації тетрафлуороетену подвійний зв'язок між атомами Карбону розривається й з'являються вільні одиниці валентності, за рахунок яких вибудовується ланцюг макромолекули політетрафлуороетилену.



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 етену вона характерна, а для етану — ні.
2. Які властивості поліетилену забезпечили його широке використання?

Застосовуємо

123. На підставі матеріалу параграфу 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. Вуглеводнева сировина й охорона довкілля

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 різних відсоток) складається з *метану* CH_4 . Решту становлять інші газоподібні насичені вуглеводні: *етан* C_2H_6 , *пропан* C_3H_8 , *бутан* C_4H_{10} та домішки.

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, скловарних заводів тощо.

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, етену, етану, 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).

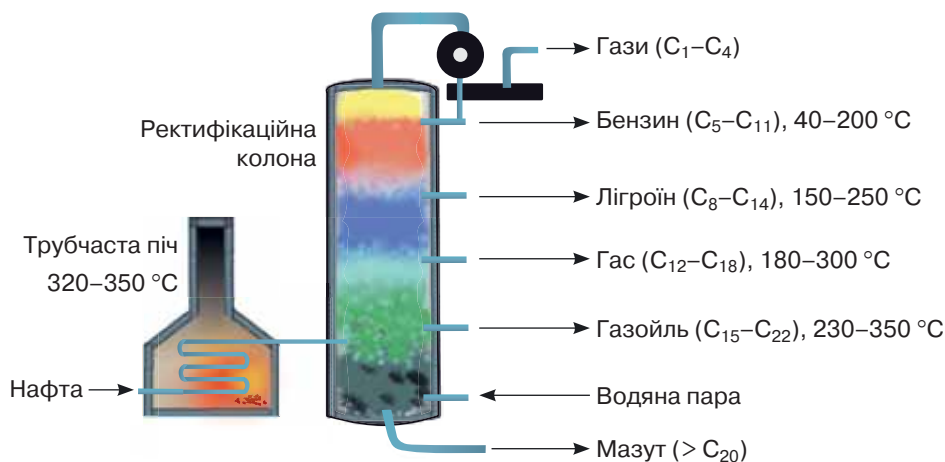
ПЕРЕГОНКА НАФТИ є одним із способів її переробки. Цей процес ґрунтується на фізичних методах розділення сумішей, тому хімічний склад компонентів нафти не змінюється.

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

Найлегші вуглеводні, що містять від 5 до 11 атомів Карбону, піднімаються найвище й утворюють рідку світлу суміш — *бензин*. Це основне паливе для автомобільних двигунів. *Лігроїн* — прозора жовтувата рідина, суміш рідких вуглеводнів із вмістом атомів Карбону C_8 – C_{14} . Її застосовують як паливе 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 гас 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 %), води 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 від 22 до 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.

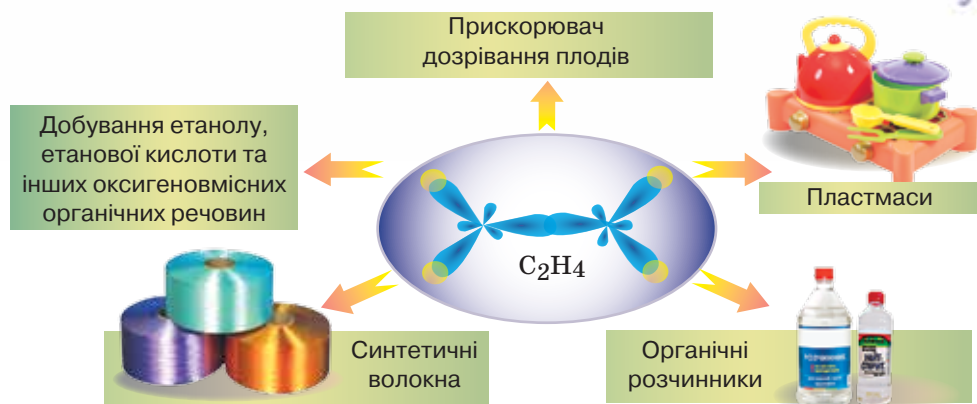


Схема 21 Застосування етену

Етин широко використовують для різання та зварювання металів, тому що при його згоранні в кисні температура досягає $3000\text{ }^{\circ}\text{C}$.



Проводячи різноманітні реакції з етином 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 розділення її 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. Схарактеризуйте значення вуглеводневої сировини.
4. Розкажіть про охорону довкілля від забруднення під час переробки і використання вуглеводнів.

Застосовуємо

126. Складіть схеми застосування вуглеводнів: а) метану; б) етину.

§ 33.

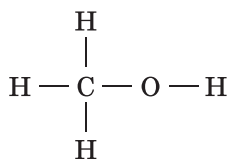
Поняття про спирти на прикладі метанолу, етанолу та гліцеролу

Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

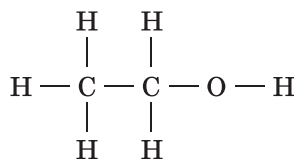
- ♦ характеризувати склад і фізичні властивості етанолу та гліцеролу;
- ♦ розрізняти за складом етанол і гліцерол;
- ♦ складати молекулярні й структурні формули етанолу та гліцеролу;
- ♦ характеризувати горіння етанолу;
- ♦ висловлювати судження про дію алкоголю на організм людини.

Поміж органічних речовин, окрім вуглеводнів, є 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



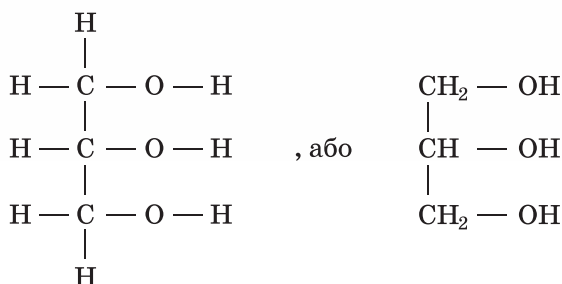
Етанол

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, називається *вуглеводневий замісник*. Другою є гідроксильна група OH , вона одновалентна.

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. Позначивши вуглеводневий замісник літерою R , отримаємо загальну формулу одноатомних спиртів $\text{R} - \text{OH}$.

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 записати як $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$.

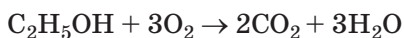
ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ МЕТАНОЛУ Й ЕТАНОЛУ. Метанол CH_3OH — легкокипляча безбарвна рідина (температура кипіння $64,5^\circ\text{C}$) зі специфічним запахом, легший за воду, змішується з нею в будь-яких співвідношеннях. Метанол надзвичайно отруйний! Потрапляння в організм людини навіть кількох мілілітрів цієї речовини призводить до тяжкого отруєння всього організму, $10\text{--}20$ мл — до паралічу зорового нерва та невиліковної сліпоти, а $30\text{--}50$ мл можуть спричинити смерть.

Етанол $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ — легкокипляча безбарвна рідина (температура кипіння $78,4^\circ\text{C}$) 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 загорається 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 розчиняти неорганічні й органічні сполуки застосовують 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 спричинює 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 спричинюють 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 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, аніж 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 ГЛІЦЕРОЛУ (ГЛІЦЕРИНУ). 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 неутруйна рідина, що має здатність поглинати вологу з повітря та утримувати її. Отже, збільшення кількості гідроксильних груп у молекулі гліцеролу зумовило появу 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 переллемо її в хімічну склянку. До води обережно доллемо, попередньо відмірявши, такий самий об'єм гліцеролу (гліцерину). Маючи більшу, ніж у води густину, він «опускається» на дно хімічної склянки. 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 «Учнівський експеримент».

Учнівський експеримент

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 осаду додайте розчин гліцеролу. Перемішайте суміш склянкою паличкою. Що спостерігаєте?

Проведена вами реакція є якісною реакцією на багатоатомні спирти. До неї ми ще повернемося, ознайомлюючись із глюкозою.

ЗАСТОСУВАННЯ ГЛІЦЕРОЛУ. 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 нітрогліцеролу 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 замісник 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 небезпечно 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*. Складіть 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.

§ 34.

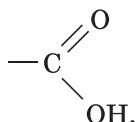
Етанова (оцтова) кислота



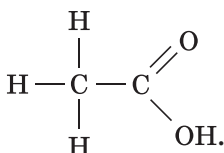
Оцтова (історична назва), або етанова (сучасна назва) кислота, як і спирти, належить до *оксигеновмісних органічних сполук* і є представником *карбонових кислот*.

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 структурна формула етанової кислоти буде такою:



Те, що етанова кислота є представником одноосновних насичених карбонових кислот, означає, що в її молекулі є карбоксильна 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 використовують у 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 самостійно.



Поміркуйте та складіть формулу пропанової кислоти.

неорганічних кислот змінюють колір на рожевий. 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 три 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^+ .

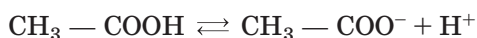
Працюйте групами

Дізнайтеся, на які йони дисоціює й чи дисоціює взагалі етанова кислота, виконавши завдання з рубрики «Учнівський експеримент».

1. *Електролітична дисоціація.* Етанова кислота, подібно до розчинних неорганічних кислот, дисоціює з утворенням іона Гідрогену H^+ .

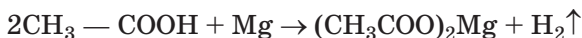
Але знову виникає запитання: скільки катіонів Гідрогену H^+ утворюється під час дисоціації однієї молекули цієї речовини, адже у складі молекули їх чотири?

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.



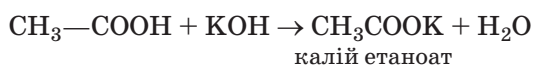
Під час дисоціації цієї, а також інших карбонових кислот спочатку записують аніон кислотного залишку, потім — катіон Гідрогену.

2. *Взаємодія з металами.* Метали, розміщені у ряді активності до водню, витісняють його з етанової кислоти.

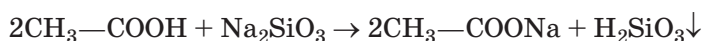


Утворену сіль називають *магній етаноат*. Як і в назвах солей неорганічних кислот (наприклад, сульфат, нітрат), корінь з назви кислоти та суфікс *-ат* після нього зберігаються.

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.

Учнівський експеримент

Завдання.

Випробуйте дію етанової 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?

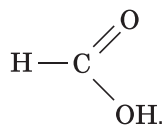
На підставі здобутих результатів зробіть висновок про те, чи можна етанову кислоту, в молекулі якої наявна гідроксильна група, вважати органічною основою.

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 ряді активності, лугами, солями слабших за неї кислот.

Сторінка ґрудованих

Нині відомо понад 300 карбонових кислот, молекули яких різняться за складом карбонового ланцюга та кількістю функціональних груп. Так, поширеною у природі є метанова (мурашина) кислота HCOOH . Вона має структурну формулу



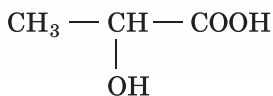
Її дію ми відчуваємо при укусах мурашок чи коли нас жалить кропива.

Кислий присмак щавлю надає щавлева кислота. Її молекула цікава тим, що утворилася з двох карбоксильних груп.



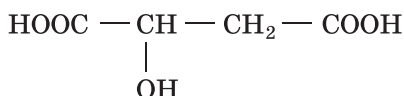
Порівняйте склад молекул метанової та етанової кислот і зробіть висновок про те, чи належать вони до одного гомологічного ряду.

Усі молочнокислі продукти (кефір, ряжанка, йогурт тощо) містять молочну кислоту. Молекула цієї речовини містить дві функціональні групи — гідроксильну й карбоксильну.

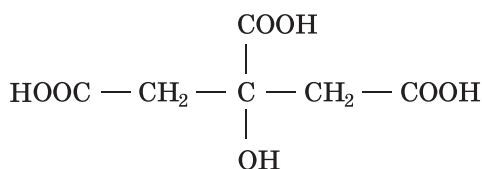


Ця кислота є серед продуктів окиснення речовин у м'язах людини. Вам знайомий стан, коли після напруженої фізичної праці чи тривалого бігу болять м'язи (із часом біль минає). Його спричинює накопичення в м'язових клітинах молочної кислоти.

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 для ознайомлення структурну формулу лимонної кислоти.



Знаємо, розуміємо

1. Наведіть формулу етанової кислоти.
2. Складіть електронну та структурну формули етанової кислоти.
3. Схарактеризуйте фізичні й хімічні властивості етанової 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.

§ 35.

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.

Учнівський експеримент

Практична робота 4. Властивості етанової кислоти

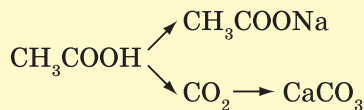
Завдання 1. У трьох пробірках без етикеток містяться: розчин етанової кислоти, розчин гліцеролу, вода. Дослідним шляхом виявіть речовини, що містяться в кожній пробірці.

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 використайте свіжовиготовлений осад основи купрум(II) гідроксиду.

Завдання 4. Здійсніть експеримент за схемою перетворень.



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.

Застосовуємо

137. Укажіть речовини, з якими взаємодіє етанова кислота.

- А мідь
- Б натрій гідроксид
- В натрій хлорид
- Г цинк оксид

138. Увідповідніть назви речовин та їхні формули.

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. Укажіть 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:

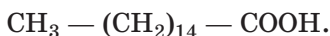
- ♦ розрізняти за складом мило й жири;
- ♦ характеризувати склад і фізичні властивості жирів;
- ♦ з'ясувати знаходження жирів у природі;
- ♦ висловлювати судження щодо значення карбонових кислот і жирів у суспільному господарстві, побуті, харчуванні, охороні здоров'я.

ВИЩІ КАРБОНОВІ КИСЛОТИ. Кислоти, у молекулах яких міститься 10 і більше атомів Карбону, називають *вищі карбонові кислоти*. 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 карбонових 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 шістнадцять атомів Карбону, п'ятнадцять з яких перебувають у складі карбонового ланцюга, а один — у карбоксильній групі. Молекулярна формула цієї кислоти — $C_{15}H_{31}COOH$, напівструктурна:

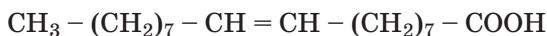


У молекулі *стеаринової кислоти* на два атоми Карбону більше, ніж у молекулі пальмітинової. Її молекулярна формула:



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 вісімнадцять атомів Карбону. У цій сполуці посередині карбонового ланцюга між дев'ятим і десятим атомами Карбону є подвійний зв'язок.



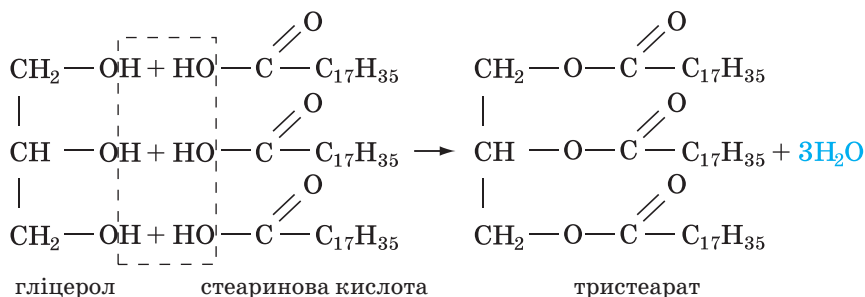
Наявністю подвійного зв'язку зумовлені певні властивості олеїнової кислоти, які характерні й для етену. Так, олеїнова кислота знебарвлює бромну воду.

Пальмітинова, стеаринова, олеїнова та інші вищі карбонові кислоти досить поширені у природі, щоправда не у вільному стані, а в складі жирів.

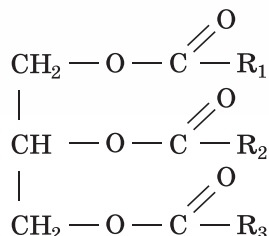
СКЛАД ЖИРІВ. У неперевірених природних хімічних лабораторіях — живих організмах — із трьохатомного спирту гліцеролу й вищих карбонових кислот — пальмітинової, стеаринової, олеїнової та деяких інших утворюються *жири*.

Жири — це продукти взаємодії трьохатомного спирту гліцеролу та вищих карбонових кислот.

Розглянемо на прикладі гліцеролу та стеаринової кислоти схему утворення жиру тристеарату.

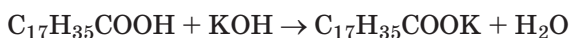
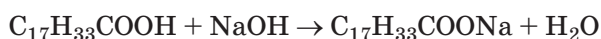


Склад жирів можна передати загальною формулою.



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. Завдяки мийній дії ці речовини широко використовують у побуті.

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 дорожчі за неї тверді жири. 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, вони *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. Ось чому



Мал. 45 Приклади продукції, виготовленої з жирів

у вашому раціоні мають бути продукти, багаті на жири рослинного й тваринного походження. У підпису до малюнка 46 зазначено вміст жиру в 100 г відповідних 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 — волоський горіх (60,8 г); з — буженина (50 г)

Незважаючи на життєво важливі функції жирів, варто 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 ґрудованих

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 ліноленової $C_{17}H_{29}COOH$ ненасичених вищих карбонових кислот. У радикалі лінолевої кислоти є два подвійні зв'язки, а в радикалі ліноленової — 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.

Учнівський експеримент

Виконайте вдома

Порівняння мийної дії мила та прального порошку вітчизняного виробника

Обладнання та речовини: подрібнене або рідке господарське мило, пральний порошок, дистильована вода, вода з додаванням морської солі.

Хід виконання досліду

1. Підготуйте по дві однакові наважки мила і прального порошку.
2. Додайте по одній наважці мила у дві однакові посудини з однаковою кількістю дистильованої та морської води. Таку саму операцію зробіть із наважками прального порошку.
3. Збовтуйте розчини у всіх чотирьох посудинах протягом однакових часових проміжків.
4. Виміряйте висоту шару піни у кожній посудині.
5. Зробіть **висновок** про мийну здатність мила й прального порошку в дистильованій і морській воді.

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. Укажіть формулу твердого мила.
А КОН Б NaOH В $C_{17}H_{35}COOK$ Г $C_{17}H_{33}COONa$
142. Увідповідніть формули та назви карбонових кислот.

	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. Укажіть 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:

- ♦ розрізнити 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 карбо-

нових кислот характеризуються наявністю карбоксильних груп $\text{—C} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{—OH} \end{array}$, а спирти мають одну чи більше гідроксильних груп —ОН.

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-

Учнівський експеримент

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 вміст пробірки стане однорідним 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.

Демонстраційний дослід 2.

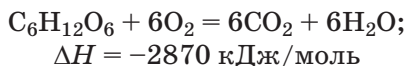
Скористаємося вмістом однієї з пробірок після виконаного вами *лабораторного дослід 12*. Закріпимо пробірку в тримачі й злегка нагріємо її вміст. Досить швидко утвориться суспензія купрум(I) оксиду Cu_2O оранжевого кольору. Зміна кольору (мал. 48) засвідчує перебіг хімічної реакції. У гліцеролу подібна 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 цукрової 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 $C_{12}H_{22}O_{11}$ взаємодіє з купрум(II) гідроксидом подібно до багатокислотних 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 клітин, 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.

Сторінка ерудованих



Хоча цукор добували із цукрової тростини та споживали здавна, виробництво цукру із цукрового буряка розпочалося лише у XVIII ст. Кліматичні умови України 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, яка ґрунтується на розділенні сумішей.

На цукрових заводах сахарозу добувають із природної сировини — цукрових буряків чи цукрової тростини фізичними методами. Тобто основу виробництва цукру становлять не хімічні, а фізичні явища.

Спочатку очищені від ґрунту й помиті коренеплоди цукрового буряка подрібнюють та багаторазово промивають гарячою водою (температура близько 80 °C) у спеціальних чанах, що називаються 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 обробляють 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. За умови вироблення підшлунковою залозою достатньої кількості 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 $(C_6H_{10}O_5)_n$ — представники 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 більше. 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 буряка 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.

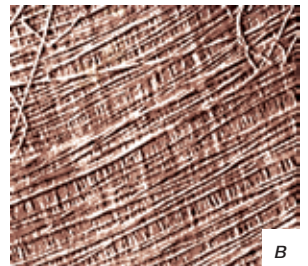
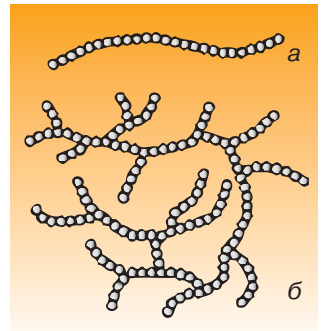
У XIX ст., невдовзі після завезення картоплі з американського континенту до України, українці навчилися виділяти з неї крохмаль і вживати його в їжу у вигляді молочного чи фруктового киселю, застосовувати для накрохмалювання тканин. Підкрохмалена тканина не лише цупка, а й краще захищена від глибокого 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 й мають однакову загальну формулу. Чим зумовлена відмінність між крохмалем і целюлозою? По-перше, ступенем полімеризації — у целюлози він значно більший. Тому відносна молекулярна маса целюлози теж більша. По-друге, просторовою будовою структурної ланки. По-третє, будовою полімерного ланцюга — у целюлози 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 «Учнівський експеримент».

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. Борошно, хліб, картопля, крупи належать до основних джерел вуглеводів у нашому харчуванні (табл. 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 (біокатализаторів) 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, яку використовують на виробництвах 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

Учнівський експеримент

Лабораторний дослід 13. Відношення крохмалю до води

Обладнання та речовини: порошок крохмалю, скибка білого хліба, сира картоплина, вода кімнатної температури, хімічна склянка, скляна паличка.

Завдання 1. Дослідіть розчинність крохмалю у воді кімнатної температури.

Крохмаль помістіть на дно хімічної склянки, вилийте в неї 50 мл води 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 посудини 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 сирої картоплі на наявність у них крохмалю.

На шматочок білого хліба та на розріз сирої картоплини крапніть спиртового розчину йоду. Що ви спостерігаєте?

Виконайте вдома

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 його взаємодією з розчином йоду за темно-синім кольором утвореного продукту реакції.



У тексті параграфа 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 будовою схожа на целюлозу, 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 докільля 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 властивостях базується їхнє 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

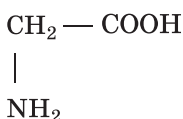
Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- ◆ 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. Прикладом таких речовин 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 карбонівому ланцюгу і вказують на наявність двох груп атомів — *карбоксильної* —COOH та *аміногрупи* —NH₂.



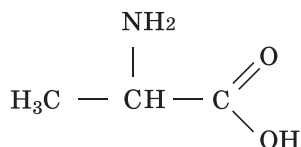
аміноетанова кислота

Аміноетанову кислоту можна розглядати як етанову, у карбонівому ланцюзі якої один атом Гідрогену заміщений на аміногрупу. Вона є групою, яка міститься в молекулах представників деяких класів органічних сполук, зокрема 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 аміногруп у молекулі називають *альфа-амінокислоти* (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 $-\text{NH}_2$.

ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ АМІНОЕТАНОВОЇ КИСЛОТИ. Це кристалічна, білого кольору, добре розчинна у воді та солодка на смак речовина. На її фізичних властивостях позначився взаємний вплив наявних у молекулі груп атомів. Так, аміноетанова кислота краще розчиняється у воді, ніж в органічних розчинниках, має вищу температуру плавлення порівняно з відповідною карбоною кислотою.

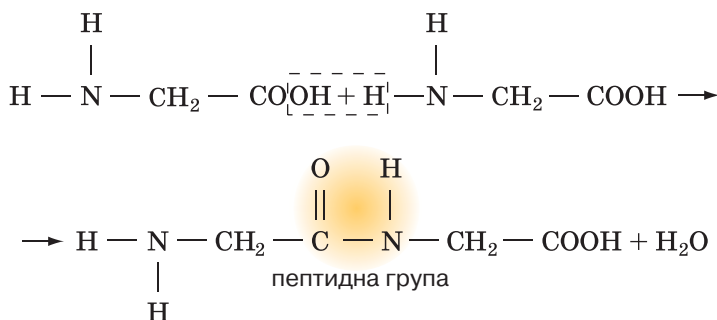
АМФОТЕРНІ ВЛАСТИВОСТІ АМІНОЕТАНОВОЇ КИСЛОТИ. Здатність карбонових кислот взаємодіяти з лугами за рахунок карбоксильної групи та утворювати солі вам відома. Що ж до аміногрупи, то вона має оснóвні властивості, типовою серед яких є також реакція нейтралізації. Завдяки наявності двох різних груп аміноетанова та інші амінокислоти взаємодіють і з лугами, і з кислотами.

Аміноетанова кислота та інші амінокислоти поєднують властивості 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 існування в 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 двадцять 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 проєкт і презентуйте його для учнів свого класу.



Стисло про основне

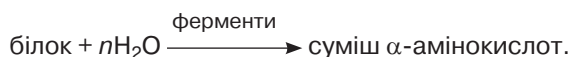
- ✓ Аміноетанова кислота — це нітрогеновмісна органічна сполука, у молекулі якої є дві характеристичні групи: карбоксильна —COOH та аміногрупа —NH₂.
- ✓ Найбільше значення для живої природи мають двадцять α -амінокислот. У їхніх молекулах аміногрупа розміщена біля першого після карбоксильної групи атома 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 гідроліз 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?
5. Обґрунтуйте роль білків у природі.

Застосовуємо

150. Складіть план доведення амфотерних властивостей аміноетанової кислоти.
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. Розташуйте 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, виконуючи завдання *практичної роботи 5*, уміщені у рубриці «Учнівський експеримент».

Учнівський експеримент

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 товкачиком, 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. Спостерігайте, у яких пробірках з'являється 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: дві хімічні склянки, скляна паличка.

Хід виконання завдання

1. В одну хімічну склянку помістіть половину чайної ложки кетчупу, а в іншу — стільки ж майонезу.
2. До обох склянок долийте по 5 мл теплої дистильованої води й перемішайте скляною паличкою до утворення однорідної суміші.
3. До вмісту кожної склянки 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: хімічна склянка, ступка з товкачиком, скляна паличка, паперовий фільтр.

Хід виконання завдання

1. Невеликий шматочок вареної ковбаси розітріть у ступці й перенесіть утворену масу в хімічну склянку.
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 налийте по 1 мл розчину натрій гідроксиду та додайте по кілька крапель розчину купрум(II) сульфату до утворення осаду.
2. У першу пробірку долийте 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: насінина соняшника, ядро волоського горіха.

Обладнання та хімічний посуд: листки паперу, качалка для тіста, молоток.

Хід виконання завдання

1. Загорніть у папір кілька насінин соняшника, очищених 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 картоплі 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 параграфа 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 бліц-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 клітинах організмів.

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 провітрювання 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.

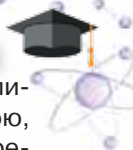
Стійкі органічні забруднювачі можуть долати значні відстані з повітряними, водними потоками та разом з мігруючими птахами, тваринами й рибами. Учені провели дослідження й виявили одну з таких речовин, відому старшому поколінню під назвою «дуст» (до речі, уже зняту з виробництва), в організмі білих ведмедів — 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 докількі 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 довкілля від стійких органічних забруднювачів, які є об'єктом транскордонного 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, зокрема господарського і туалетного мила. Якщо два рази підряд помити руки милом, то дезінфекційний ефект буде досягнуто.

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. У відповідність назви та формули 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. У відповідність назви видів формул речовин та наведені приклади.

Назва виду формул		Приклад	
1	молекулярна	А	$CH_3 - CH_3$
2	електронна	Б	$\begin{array}{cccc} & H & & H \\ & \cdot\cdot & & \cdot\cdot \\ H & : & C & : & C & : & H \\ & \cdot\cdot & & \cdot\cdot \\ & H & & H \end{array}$
3	структурна	В	$\begin{array}{cccc} & H & & H \\ & & & \\ H & - C & - & C - H \\ & & & \\ & H & & H \end{array}$
4	напівструктурна	Г	$CH_3COO^- + H^+$
		Д	C_2H_6

3. Укажіть 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. Укажіть формули гомологів метану.

- А C_2H_4
- Б C_6H_{14}
- В C_5H_{10}
- Г C_2H_6

5. Розташуйте назви насичених вуглеводнів за **ЗБІЛЬШЕННЯМ** кількості атомів Карбону в молекулі.

- А** декан **В** бутан
Б етан **Г** гептан

6. Складіть рівняння реакцій горіння запропонованих речовин.

- А** метан **В** етанол
Б етен **Г** гептан

У відповіді зазначте, у якому рівнянні реакції сума коефіцієнтів найбільша, а в якому — найменша.

7. Гомолог метану масою 11 г займає об'єм 5,6 л (н. у.). Установіть формулу сполуки.

8. Відносна густина насиченого вуглеводню за повітрям дорівнює 0,55. Установіть формулу цієї сполуки. Обчисліть у ній масову частку Карбону.

9. Обчисліть, де більше молекул — в етані масою 3 г чи метані об'ємом 2,24 л (н. у.).

10. Увідповідніть назви органічних сполук та характеристичні групи, наявні в їхніх молекулах.

Органічна сполука		Характеристична група	
1	етанол	А	$\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ \text{---C} \\ \backslash \\ \text{OH} \end{array}$
2	етанова кислота	Б	$\text{---NH}_2, \begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ \text{---C} \\ \backslash \\ \text{OH} \end{array}$
3	аміноетанова кислота	В	---OH
		Г	$\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ \text{---C} \\ \backslash \\ \text{H} \end{array}$

11. Увідповідніть назви кислот та їхні молекулярні формули.

Назва кислоти		Формула кислоти	
1	карбонатна	А	CH_3COOH
2	олеїнова	Б	$\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$
3	етанова	В	$\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$
4	стеаринова	Г	H_2CO_3
		Д	$\text{C}_{16}\text{H}_{31}\text{COOH}$

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. Укажіть 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

Роль хімії в житті суспільства



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, фотосинтез 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.

§ 43.

Багатоманітність речовин

Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- узагальнити знання про багатоманітність речовин;
- демонструвати здатність класифікувати речовини;
- підтверджувати різноманітність речовин прикладами.

Добігають кінця три роки вивчення вами хімії — науки про речовини і їхні перетворення. Настав час узагальнити здобуті знання і продемонструвати сформованість умінь, що становлять основу предметної компетентності в хімії.

РІЗНОМАНІТНІСТЬ РЕЧОВИН ЗА СКЛАДОМ ЇХНІХ СТРУКТУРНИХ ЧАСТИНОК.

Одна з перших, вивчених вами класифікацій речовин, розкриває різноманітність, зумовлену елементним складом речовин. Їх поділяють на прості і складні (схема 23).

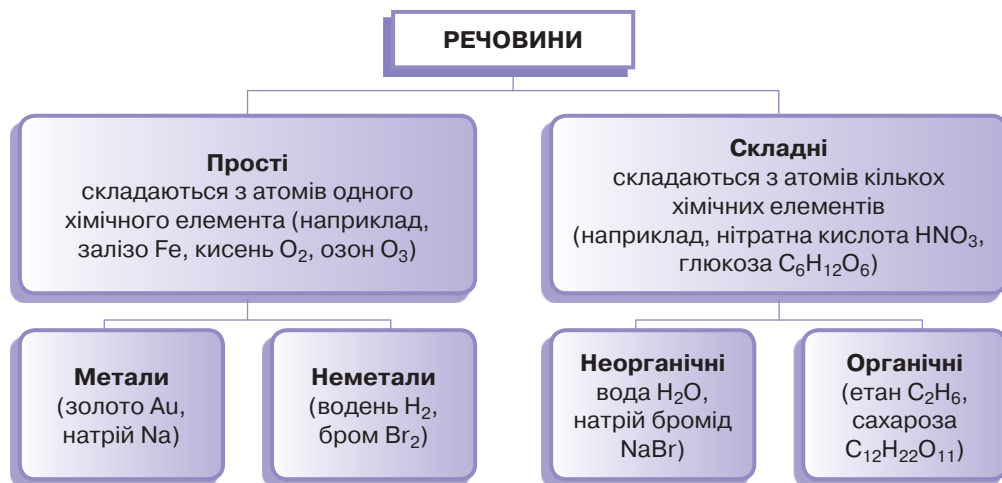


Схема 23 Різноманітність простих речовин

Поділ речовин на метали й неметали (малюнок 51 і 52) здійснено за фізичними властивостями речовин. Так метали мають високу теплопровідність й електропровідність; здебільшого сірі чи, сріблясто-сірого кольору (є винятки) металічний блиск; без запаху, ковкі (легко куються, витягуються в дріт, прокатуються в листи). За звичайної температури всі метали (за винятком ртуті) є твердими речовинами.

Решта простих речовин, у яких відсутні металічні властивості, належать до неметалів. На відміну від металів, вони не проводять чи погано проводять тепло й електричний струм, є крихкими, а не пластичними. У неметалів спостерігається більша різноманітність кольору. Серед неметалів за звичайних умов є рідкі, тверді та газоподібні речовини, чимало неметалів мають низькі температури плавлення.



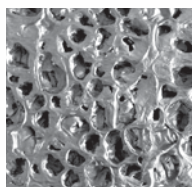
олово



барій



мідь



алюміній



ртуть



золото



срібло



магній



залізо



платина

Мал. 51 Зразки металів



сірка



хлор



графіт



червоний фосфор



вуглець



йод



бром



силіцій

Мал. 52 Зразки неметалів

Складні речовини утворені з атомів кількох хімічних елементів і поділяються на неорганічні й органічні. Кожна з цих груп представлена кількома групами речовин (схема 24). Цей поділ ґрунтується на елементному складі речовин. Обов'язковим елементом усіх органічних речовин є Карбон. Його атоми здатні сполучатись між собою ковалентними зв'язками, внаслідок чого утворюються прямі, розгалужені чи замкнені (циклічні) карбонові ланцюги. Завдяки цій особливості в разі збільшується різноманітність органічних речовин.



Скрестайтеся малюнками 51 і 52 для актуалізації знань про метали й неметали.

СКЛАДНІ РЕЧОВИНИ

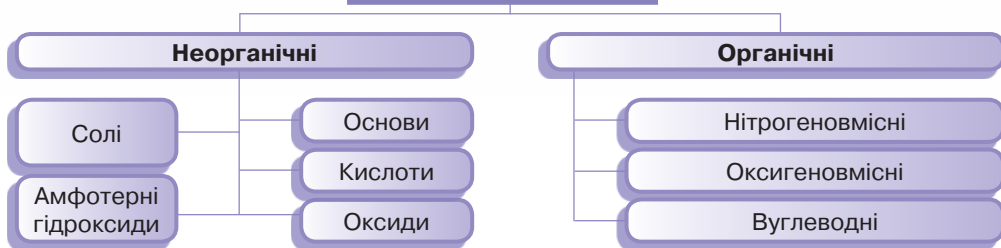


Схема 24 Різноманітність складних речовин

Тобто, складні речовини урізноманітнює наявність чи відсутність в них атомів Карбону.

Молекули всіх без винятку органічних речовин містять атоми Карбону. Як ви вже знаєте, лише деякі карбонівмісні речовини належать до неорганічних, тому що їхні властивості схожі з властивостями неорганічних сполук.

Пригадайте й назвіть відомі вам карбонівмісні неорганічні речовини. Поміркуйте, чому серед них немає основ й амфотерних гідроксидів.

Пригадайте, скільки атомів Карбону може бути в одній макромолекулі поліетилену.

Зі схеми видно, що з поміж неорганічних речовин трапляються як прості, так і складні. Всі органічні речовини — складні.

Працюйте зупами

Запропонуйте ваш дизайн схеми 24. Ілюструйте вашу схему прикладами речовин

РІЗНОМАНІТНІСТЬ НЕОРГАНІЧНИХ РЕЧОВИН. Різноманітність оксидів ілюструє схема 1 параграфа 1. За допомогою схеми актуалізуйте знання, щоб використати їх під час виконання завдань.

Кислоти класифікують за наявністю (відсутністю) Оксигену та кількістю атомів Гідрогену в молекулі (схема 25).

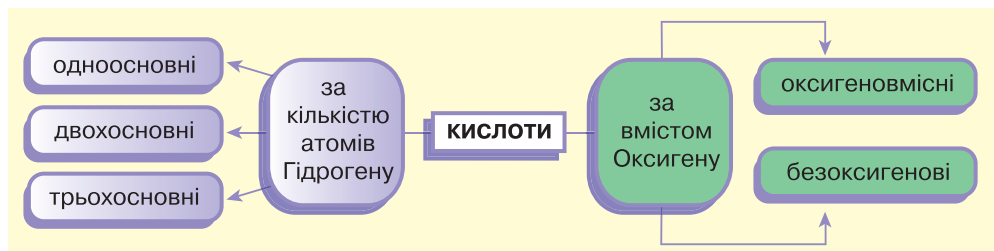


Схема 25 Класифікація кислот

Одна з класифікацій основ, здійснена за такою фізичною характеристикою, як здатність розчинятися у воді (схема 26), інша за кількістю гідроксильних груп (схема 27).

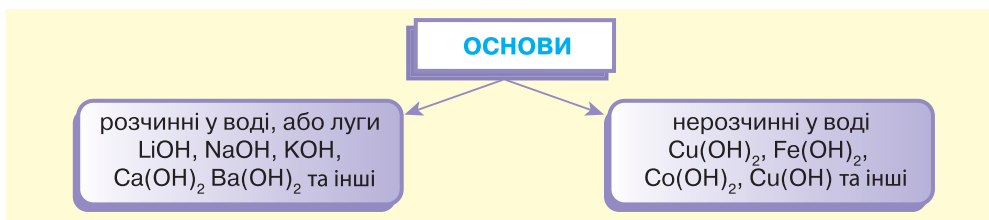


Схема 26 Класифікація основ за розчинністю у воді

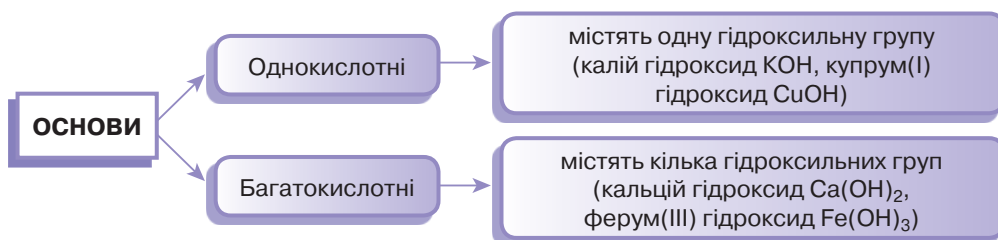


Схема 27 Класифікація основ за кількістю гідроксильних груп

Серед амфотерних гідроксидів немає розчинних у воді речовин, тому їх різноманітність зумовлена лише кількістю гідроксильних груп.

Різноманітність солей обумовлена повним і неповним обміном гідроксильних груп основи на кислотні залишки (залишок) та повним чи неповним заміщенням атомів Гідрогену кислоти йонами металічного елемента. У деяких солях заміщення відразу відбувається йонами не одного, а двох металічних елементів. За програмою хімії для 7–9 класів вивчались лише **середні солі** — продукт повного заміщення Гідрогену йонами металічного елемента. Тому схема 28 наведена для ознайомлення.

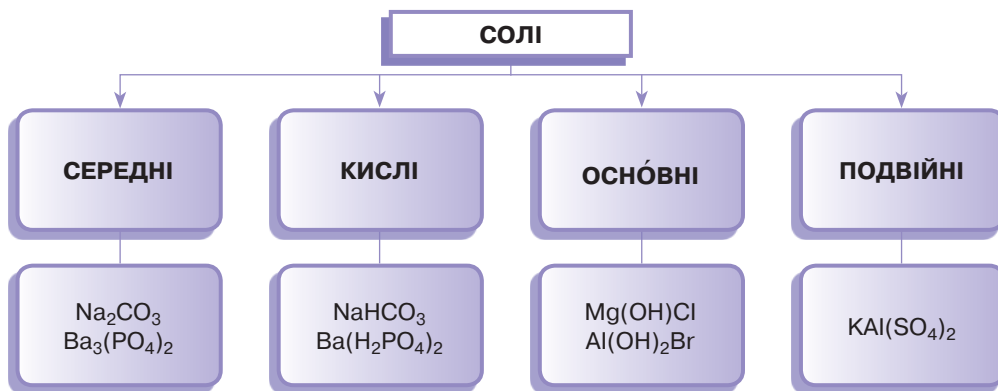


Схема 28 Різноманітність солей

РІЗНОМАНІТНІСТЬ РЕЧОВИН, ЗУМОВЛЕНА ЇХНЬОЮ ЗДАТНІСТЮ ДО ЕЛЕКТРОЛІТИЧНОЇ ДИСОЦІАЦІЇ.

Пригадайте явище електролітичної дисоціації. На які йони дисоціюють кислоти, луги, солі? Які речовини називають електролітами, а які — неелектролітами? На які групи поділяють електроліти за ступенем електролітичної дисоціації? За потреби зверніться до параграфів 9, 10, 11.

Працюйте групами

Ілюструйте схему 29 необхідними визначеннями та прикладами



РІЗНОМАНІТНІСТЬ РЕЧОВИН ЗА БУДОВОЮ КРИСТАЛІЧНИХ ҐРАТОК.

Ще один чинник різноманітності речовин — типи хімічного зв'язку між їхніми структурними частинками і зумовлена ними будова речовин (схема 30).

Пригадайте, аморфний і кристалічний стан речовини. Які типи кристалічних ґраток вам відомі?

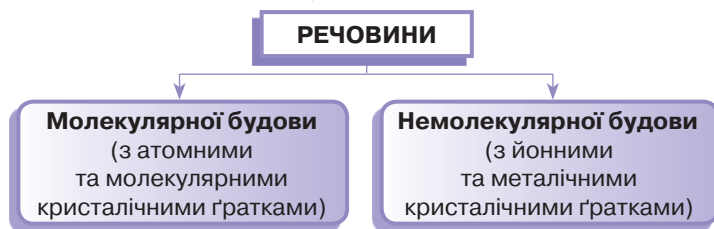


Схема 30 Різноманітність речовин, зумовлена типами кристалічних ґраток

Розглянутими прикладами не вичерпується різноманітність речовин. Наприклад, різноманітність органічних речовин зумовлена явищем ізомерії. Пригадайте, що в гомолога метану декана $C_{10}H_{22}$ існує 75 ізомерів.



Стисло про основне

- ✓ Відносно невелика кількість видів атомів (хімічних елементів) зумовлює існування різноманітних речовин, серед них найбільше органічних речовин.
- ✓ Причиною багатоманітності речовин стали їх склад, будова, властивості. Кожен із зазначених чинників дає змогу класифікувати речовини на групи.

1. Назвіть відомі вам класифікації речовин, наведіть конкретні приклади.
2. Чим зумовлена багатоманітність органічних речовин?
3. Яка відмінність між неорганічними й органічними речовинами?
4. Чим зумовлена багатоманітність простих речовин?
5. Ілюструйте схему 30 конкретними прикладами.

157. До простих речовин належать...
- А сірка й вода
 Б фтор і гелій
 В озон і гідроген хлорид
 Г глюкоза й метан
158. Укажіть перелік речовин, у якому немає металів.
- А кисень, сахароза, вуглець, вода
 Б водень, фосфор, залізо, мідь
 В етанова кислота, срібло, магній крохмаль,
 Г амоніак, азот, цинк, натрій
159. У переліку речовин *хлор, нітратна кислота, етан, карбон(IV) оксид, етин, натрій сульфат, кальцій* найбільше...
- А металів
 Б складних неорганічних речовин
 В органічних речовин
 Г неметалів
160. Укажіть розчин, що **НЕ** проводить електричного струму.
- А водний розчин натрій гідроксиду
 Б розплав натрій гідроксиду
 В водний розчин гідроген хлориду
 Г водний розчин цукру
161. Укажіть ПОМИЛКОВЕ твердження.
- А «Вуглекислий газ, на відміну від глюкози, є неорганічною речовиною.»
 Б «Амоніак належить до складних речовин, тому що його молекула складається з двох атомів.»
 В «Барій хлорид, як і барій гідроксид, є сильним електролітом.»
 Г «Азот, як і кисень, належить до простих речовин.»
162. Увідповідніть назви речовин та їхні класифікаційні характеристики.

	Назва речовини	Класифікаційна характеристика
1	етанова кислота	А насичений вуглеводень
2	етанова кислота	Б ненасичений вуглеводень
3	водень	В нітрогеновмісна речовина
4	метан	Г оксигеновмісна речовина
		Д проста речовина

§ 44.

Багатоманітність хімічних реакцій. Взаємозв'язки між речовинами та їхні взаємоперетворення

Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- ◆ узагальнити знання про хімічні реакції;
- ◆ класифікувати хімічні реакції;
- ◆ наводити приклади хімічних реакцій різних типів і взаємозв'язків між речовинами;
- ◆ оцінювати значення знань про хімічні реакції і взаємозв'язки між речовинами як складників предметної хімічної компетентності

У 7–9 класах ви одержали достатньо знань про хімічні реакції, взаємозв'язки між речовинами та їхні взаємоперетворення, щоб здійснити узагальнення вивченого. Узагальнити — означає упорядкувати певну сукупність (множину) фактів, явищ, предметів тощо, визначивши класифікаційним чинником одну або кілька спільних для них властивостей.



Пригадайте! Хімічна реакція — це хімічне явище, під час якого одні речовини (реагенти) перетворюються на інші речовини (продукти реакції). Змінюються речовини, але незмінними залишаються ядра атомів.

Ознайомлення з різноманітністю хімічних реакцій ви розпочинали з їхньої класифікації за кількістю і складом речовин, задіяних у хімічному явищі. Тобто класифікаційним чинником було визначено кількість і склад реагентів та продуктів реакції (схема 31).

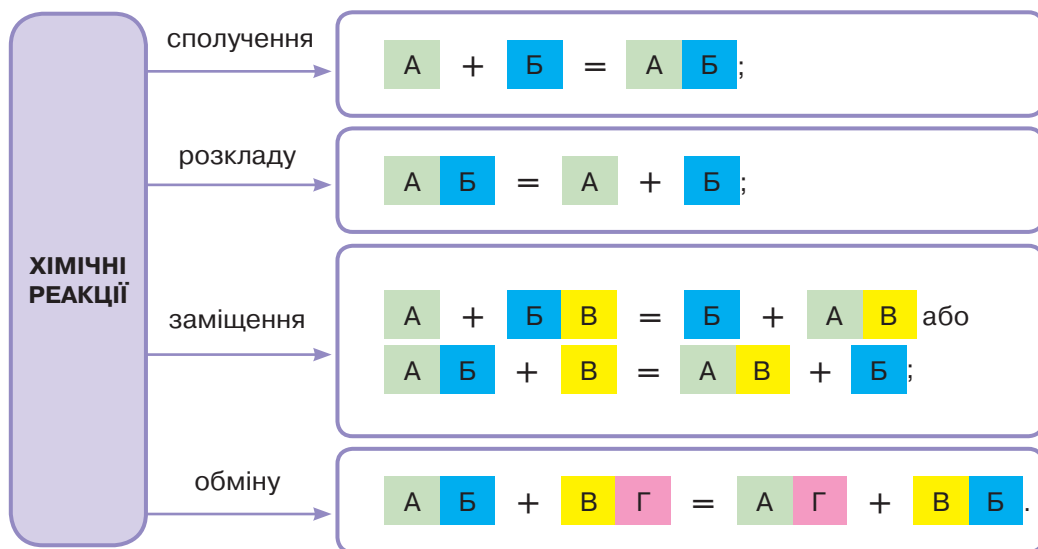


Схема 31

Класифікація хімічних реакцій за кількістю і складом реагентів та продуктів реакцій

Особливості та приклади цих реакцій наведено у таблиці 11.

Таблиця 11

Тип хімічної реакції	Характерні особливості, приклади рівнянь реакцій
СПОЛУЧЕННЯ	<p>Із кількох речовин утворюється одна. Реагентами можуть бути як прості, так і складні речовини, продуктом реакції — лише складна речовина, наприклад:</p> $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$ $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ba}(\text{OH})_2$ $4\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 = 4\text{HNO}_3$
РОЗКЛАДУ	<p>Із однієї речовини утворюється кілька. Реагент — завжди складна речовина, продуктами реакції можуть бути як складні, так і прості речовини.</p> $\text{HgO} = \text{Hg} + \text{O}_2$ $\text{MgCO}_3 = \text{MgO} + \text{CO}_2$ $2\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{CuO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$
ЗАМІЩЕННЯ	<p>Взаємодіють проста і складна речовини. Атоми простої речовини заміщують атоми складної речовини, продукти реакції — нова проста і нова складна речовини.</p> $\text{CuSO}_4 + \text{Fe} = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$ $2\text{KBr} + \text{Cl}_2 = 2\text{KCl} + \text{Br}_2$ <p>В органічній хімії реакції заміщення можуть відбуватись з утворенням двох складних речовин, наприклад:</p> $\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 = \text{CH}_3\text{Cl} + \text{HCl}$
ОБМІНУ	<p>І реагенти, і продукти реакції є складними речовинами. Під час реакції реагенти обмінюються своїми складовими частинами.</p> $3\text{NaOH} + \text{FeCl}_3 = 3\text{NaCl} + \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow$ $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HNO}_3 = 2\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$ $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

В темі «Розчини» ви дізнались про особливості реакцій обміну між електролітами і навчились складати повні та скорочені йонні рівняння реакцій.

Урізноманітнюють хімічні реакції і зміни, що відбуваються зі ступенями окиснення хімічних елементів. За цією ознакою реакції можуть бути окисно-відновними та такими, що не супроводжуються зміною ступенів окиснення хімічних елементів.



Пригадайте! Суть реакцій йонного обміну між електролітами в розчинах полягає у зв'язуванні йонів слабких електролітів (утворюються осад, газ, вода).



Пригадайте, що розуміють під ступенем окиснення, як його визначити за формулою сполуки та скласти електронний баланс у разі зміни ступенів окиснення атомів хімічних елементів.

Працюйте групами

1. Проаналізуйте наведені у таблиці 11 рівняння реакцій з точки зору приналежності їх до окисно-відновних реакцій. Складіть електронні баланси та укажіть окисники й відновники.

2. Серед наведених у таблиці 11 рівнянь реакцій знайдіть рівняння реакцій йонного обміну, складіть за ними повні й скорочені йонні рівняння.

Розглянутими у параграфі прикладами хімічних реакцій їхня багатоманітність не вичерпується. Таблиця 12 дасть вам змогу пригадати й інші типи хімічних реакцій.

Таблиця 12

Класифікаційний чинник	Різноманітність реакцій	Характерні ознаки, приклади рівнянь реакцій
Тепловий ефект	Екзотермічні	Реакція супроводжується виділенням теплоти (ΔH має від'ємне значення) Усі реакції горіння належать до екзотермічних $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$; $\Delta H = -891$ кДж
	Ендотермічні	Реакція супроводжується поглинанням теплоти (ΔH має додатне значення) $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$; $\Delta H = 180,8$ кДж $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$; $\Delta H = 177,9$ кДж Реакції термічного розкладання належать до ендотермічних
Напрямок перебігу хімічних процесів	Необоротні	Відбуваються лише в напрямку утворення продуктів реакції. $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 = \text{NaNO}_3 + \text{AgCl}$
	Оборотні	Відбуваються одночасно в двох напрямках: 1) реагенти взаємодіють й утворюють продукти реакції; 2) утворені продукти реакції теж реагують між собою з утворенням реагентів. $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$
Участь каталізаторів	Каталітичні	Відбуваються за участю каталізатора. $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$
	Некаталітичні	Відбуваються без участі каталізаторів. Таких реакцій більшість. $\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_3 = \text{H}_2\text{SO}_4$ $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2$

ВЗАЄМОЗВ'ЯЗКИ І ВЗАЄМОПЕРЕТВОРЕННЯ РЕЧОВИН. Взаємопов'язаність речовин полягає в тому, що одні речовини є реагентами для одержання інших.

Взаємозв'язки між неорганічними речовинами різних класів відображає схема 32.



Пригадайте гомологічні ряди металів і неметалів.

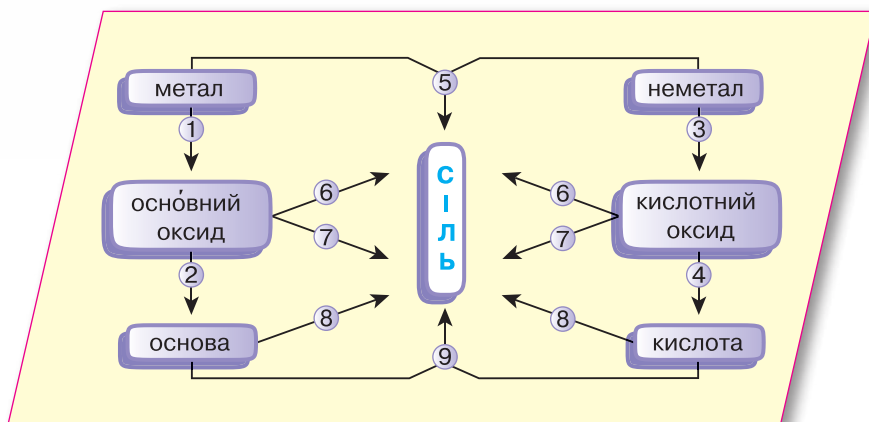


Схема 32

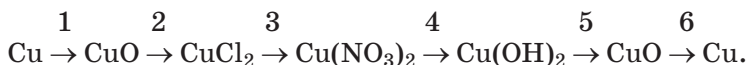
Генетичні зв'язки металів і неметалів та сполук металічних і неметалічних елементів

Взаємозв'язки органічних речовин простежуються в тому, що з насичених вуглеводнів можна одержати ненасичені, а провівши далі додаткові реакції добувають кисневомісні та нітрогеномісні речовини:

етан → етен → етанол → етанова кислота → аміноетанова кислота.

(плашка з пальцем) Ілюструйте наведену схему перетворень формулами речовин та порівняйте їх якісний і кількісний склад.

Взаємоперетворення речовин базуються на їхній здатності взаємодіяти між собою з утворенням відповідного продукту реакції. Для пояснення взаємоперетворень потрібно знати хімічні властивості речовин. Розглянемо та проаналізуємо взаємоперетворення речовин за схемою:



У кожному із цих шести перетворень необхідно обрати реагенти, які забезпечать утворення зазначеного у схемі продукту реакції:

1. $\text{Cu} + \text{O}_2 = 2\text{CuO}$
2. $2\text{CuO} + \text{HCl} = \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
3. $\text{CuCl}_2 + 2\text{AgNO}_3 = \text{Cu(NO}_3)_2 + 2\text{AgCl}$
4. $\text{Cu(NO}_3)_2 + \text{Ba(OH)}_2 = \text{Cu(OH)}_2 + \text{BaCl}_2$
5. $\text{Cu(OH)}_2 = \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$
6. $\text{CuO} + \text{H}_2 = \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$

Працюйте зупинити

1. Укажіть, до яких відомих вам типів хімічних реакцій належать реакції, рівняння яких наведено.
2. Для рівнянь реакцій йонного обміну складіть скорочені йонні рівняння.

У природі, зокрема у неперевіршеній її лабораторії — організмі людини — відбуваються тисячі найрізноманітніших хімічних реакцій, взаємопов'язаних між собою. У хімічних лабораторіях дослідники прово-

дять безліч хімічних реакцій з метою вивчення їхніх властивостей, створення нових речовин.



Стисло про основне

- ✓ Багатоманітність хімічних реакцій зумовлена здатністю речовин взаємодіяти між собою.
- ✓ Залежно від обраного характеристичного чинника багатоманітність речовин поділяють на типи.
- ✓ Відомими типами реакцій є реакції сполучення, розкладу, заміщення, обміну, окисно-відновні й такі, що відбуваються без зміни ступеня окиснення, оборотні й необоротні, каталітичні та некаталітичні, деякі інші.
- ✓ Між речовинами існує взаємозв'язок і відбуваються взаємоперетворення.

Знаємо, розуміємо

1. Назвіть відомі вам типи хімічних реакцій, наведіть приклади.
2. Що необхідно знати і вміти, щоб здійснювати хімічні реакції?
3. Наведіть приклади взаємозв'язку речовин.

Застосовуємо

163. На основі знань про взаємозв'язок і взаємоперетворення речовин складіть якомога більше рівнянь реакцій, серед продуктів яких є цинк хлорид.

164. Укажіть рядок, у якому записано типи реакції



- А** окисно-відновна, заміщення, екзотермічна
- Б** розкладу, оборотна, ендотермічна
- В** сполучення, окисно-відновна, екзотермічна
- Г** заміщення, ендотермічна, необоротна

165. У відповідності інформацію щодо хімічних реакцій, наведену в лівому і правому стовпчиках.

Хімічна реакція		Продукти реакції	
1	нейтралізація кислоти лугом	А	дві прості речовини
2	гідратація барій оксиду	Б	дві складні речовини
3	відновлення міді з оксиду	В	складна і проста речовини
		Г	одна складна речовина

166. Складіть рівняння й обчисліть об'єм етану (н. у.), необхідний для одержання, 200 г розчину кальцій нітрату з масовою часткою розчиненої речовини 16,4 % за схемою перетворень:



§ 45.

Місце хімії серед наук про природу, її значення 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 досліджень. 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 сформулювати сучасне трактування 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 дало змогу біологам дослідити процес живлення рослин, дихання тварин і людини, 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.



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- ◆ характеризувати місце хімії серед наук про природу;
- ◆ наводити приклади взаємозв'язків між природничими науками;
- ◆ обґрунтовувати роль хімії в пізнанні будови речовин та хімічних процесів;
- ◆ оцінювати значення хімічних знань для розуміння наукової картини світу.



Пригадайте сучасне формулювання періодичного закону.

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 33).

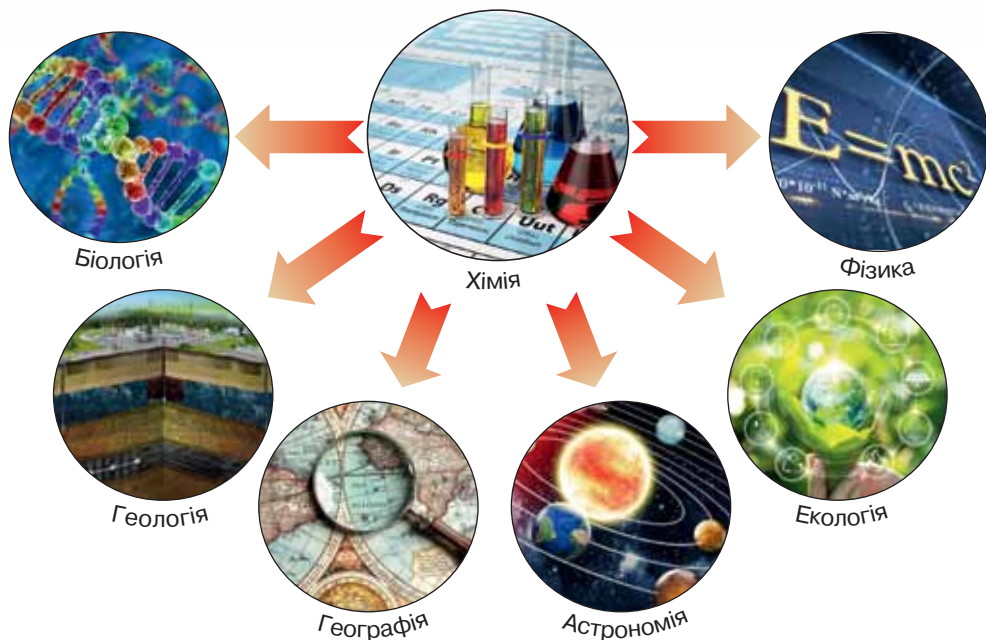


Схема 33 Взаємозв'язок хімії з іншими природничими науками

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 вважав, що речовини дисоціюють на йони під впливом електричного струму. Але ж, вивчаючи хімію й фізику, 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 тверда кухонна сіль струм не проводить, хоча її кристалічні ґратки складаються з йонів, 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 досліджують передусім тіла 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, розчини, 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.



Пригадайте, яку роль у процесі електролітичної дисоціації відіграють молекули води.

Хімічні та фізичні методи допомагають описувати й досліджувати біологічні об'єкти, як-от: будову та функції біополімерів, молекулярні механізми хімічних процесів в організмах та їхню регуляцію, вплив радіоактивного випромінювання на організми, які населяють нашу планету, особливості дії різних речовин на життєдіяльність істот, а також вплив речовин, виділених з одних організмів, на інші. Зокрема, у складі гриба *пеніцилу* за допомогою хімічних методів було 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 визначною 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

- 167.** Проілюструйте схему взаємозв'язку природничих наук у пізнанні природи власними прикладами.
- 168*.** Висловіть та обґрунтуйте свою точку зору на роль хімічних знань у пізнанні природи.



Роль хімічної науки для забезпечення сталого розвитку людства

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.

Водночас 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.

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.

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 довкіллі 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. 53). Досягнення хімічної науки використовують у будівництві вітрових і сонячних електростанцій.



Мал. 53 Вітрова та сонячна електростанції

Сталий розвиток невіддільний від оптимального використання обмежених природних ресурсів й 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.

Серйозними проблемами є: 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 використовують велику кількість води для різних потреб. Відпрацьована вода може містити багато неорганічних речовин, зокрема йони таких металів, як Меркурій, Цинк, Кадмій, Купрум, Плюмбум, Хром, різні органічні сполуки.

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 пояснює процеси, 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 34).



Поміркуйте і зробіть висновок, як забруднення відходами промислових виробництв позначається на сталому розвитку людства.

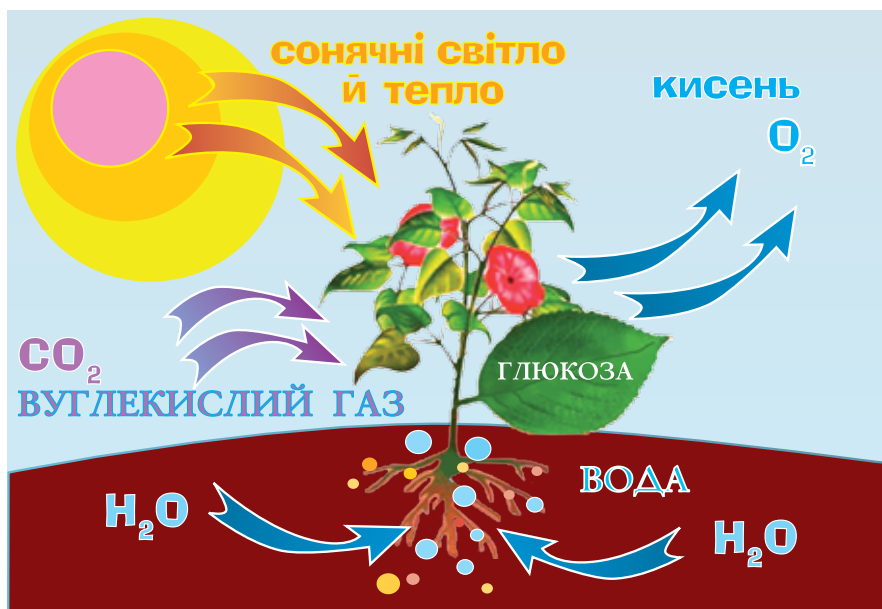


Схема 34 Явище фотосинтезу

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, зокрема 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 застосовують хімічні знання, 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. 54).

Нині перед хіміками постають нові невідкладні завдання. Створення спільно з іншими науками нанотехнологій (префікс нано- живається 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 пе-

рейти 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.

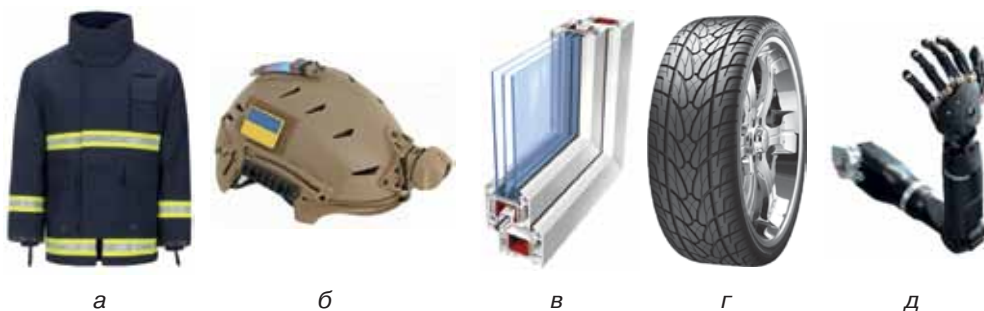
Досить часто хімічні виробництва, забезпечуючи людство цінними речовинами й матеріалами, продукують відходи, що шкодять довкіллю. Це створює серйозні проблеми, які проявляються в глобальних масштабах.

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, що забруднюють довкілля.

Щоб зберегти природу від засмічення, хіміки пропонують виготовляти екологічно безпечні полімерні матеріали. Дослідження в цьому напрямку 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 до сонячного світла, тепла, вологи. Тож дібравши відповідний вміст біодобавки, можна виготовити матеріал, що піддаватиметься розкладанню 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, плівки тощо.

ІНКЛУВАННЯ ПРО СТАЛІЙ 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



Мал. 54

Вироби, створені завдяки досягненням хімічної науки:
а — куртка пожежника; б — кевларовий шолом; в — металопластикові вікна;
г — автомобільні покришки; д — протез руки

«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 виробництв. 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

Стефані Кволек (1923–2014) — американська вчена польського походження, хімікня. У 1965 році завдяки її науковому пошуку було створено легке волокно *кевлар*. Воно стало незамінним матеріалом у виготовленні куленепробивних жилетів, захисних шоломів і костюмів, вогнегасників. Кевлар у 5 разів міцніший за сталь, але набагато легший за неї. Тенісні ракетки, хокейні ключки, корпуси мобільних телефонів також виготовляють із застосуванням кевлару.

Відома хімікня Стефані Кволек викладала хімію студентам і школярам. Особливу увагу вона приділяла мотивації дівчат-підлітків до занять природничими науками.



1. Оцініть роль хімічних процесів у природі.
2. Наведіть приклади, що підтверджують роль хімії в суспільному виробництві.

169. З'ясуйте екологічні проблеми вашої місцевості, запропонуйте способи їх вирішення чи зменшення негативного впливу на довкілля.
170. Розробіть особистий екологічний кодекс і всіляко дотримуйтесь його.



Користуючись різними інформаційними джерелами, зокрема й мережею інтернет, розробіть і презентуйте групові проекти, у яких розкрийте роль хімічних знань у забезпеченні збалансованого розвитку людства.



Хімічна наука та виробництво в Україні. Видатні вчені — творці хімічної науки

ХІМІЧНЕ ВИРОБНИЦТВО В УКРАЇНІ.

Можна з упевненістю сказати, що на території сучасної України хімічне виробництво велось 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 об'єми виробництва чавуну, сталі, коксування кам'яного вугілля та інші виробництва.

Хімічна промисловість України, маючи вітчизняну сировинну базу (сірка, солі, фосфорити, вугілля, природний газ, відходи від інших галузей промисловості), розвивається під впливом зовнішнього та внутрішнього попиту на її продукцію.

Загалом хімічна промисловість України налічує близько 200 підприємств і випускає продукцію близько 120 000 найменувань. Розглянемо приклади найбільших із них.

Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- ◆ називати найважливіші хімічні виробництва в Україні;
- ◆ називати імена видатних вітчизняних і зарубіжних учених-хіміків.



Пригадайте, що вам відомо про сировинну базу вітчизняної хімічної промисловості.

НАФТОПЕРЕРОБНІ ПІДПРИЄМСТВА. Кременчуцький нафтопереробний завод (місто Кременчук, Полтавська область) нині виробляє понад 30 % усього українського ринку нафтопродуктів (бензин, дизельне паливо, зокрема для арктичного клімату, мазут, нафтобітум дорожніх і будівельних марок, скраплений газ побутового призначення і для нафтохімії, ацени й мастила. Унікальність підприємства в реалізації екологічного проекту із замкнутого циклу водопостачання, без скидання стічних вод у природні водойми. Також тут було вперше в Україні впроваджено процес каталітичного риформінгу бензину і вироблено високооктановий компонент бензину. Нині завод освоїв виробництво бензину і дизпалива європейської якості, які повністю відповідають параметрам вищих екологічних стандартів Євро-4 і Євро-5.

Шебелинський нафтопереробний завод (Šhebel) (село Андріївка, Балаклійський район, Харківська область) є виробником сучасного автомобільного пального марки Šhebel, всього ж завод випускає 14 видів продукції. Його продукція — бензини Šhebel 92, Šhebel 95, дизельне паливо Šhebel ДП (літнє та зимове), Šhebel ДП Арктика та скраплений газ Šhebel LPG повністю відповідають стандарту Євро-5 та світовим стандартам екологічності й за своїми характеристиками не поступаються закордонним аналогам.



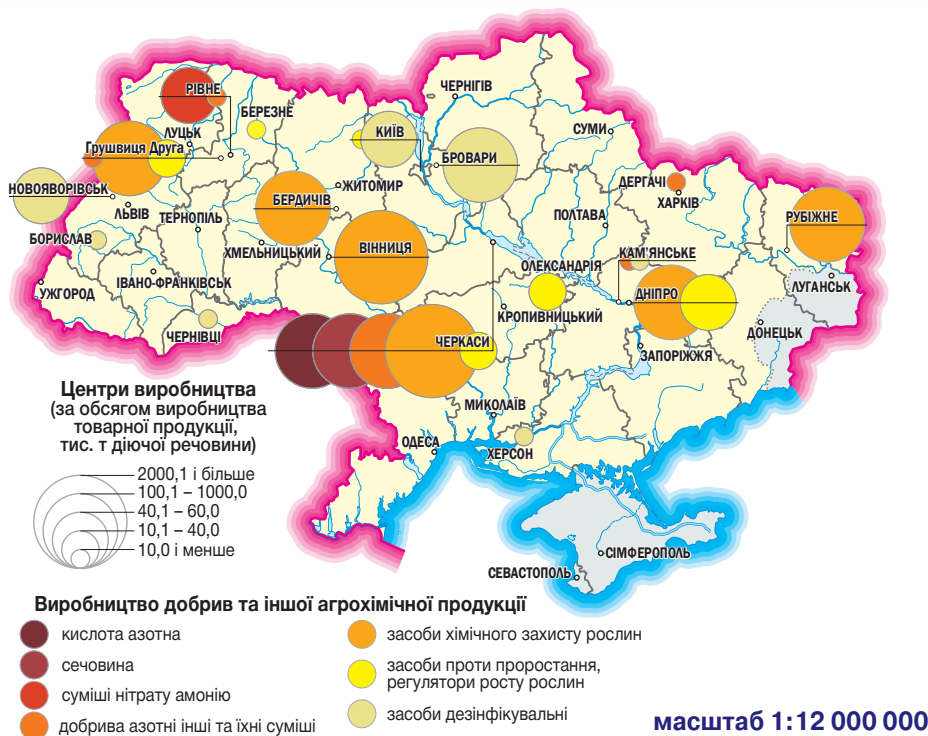
Мал. 55

Карта розміщення підприємств нафтопереробної галузі в Україні

ВИРОБНИЦТВО ДОБРИВ ТА ІНШОЇ АГРОХІМІЧНОЇ ПРОДУКЦІЇ.

ПрАТ «Азот» (місто Черкаси) — найбільше в Україні підприємство з

виробництва азотних добрив (амоніачної слелітри NH_4NO_3 , карбаміду $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$, карбамідо-амоніачних сумішей збагачених сіркою), амоніаку, йонообмінних смол, капролактаму, рідкого кисню, скрапленого карбон (IV) оксиду та ін.



Мал. 56

Карта розміщення підприємств, що виробляють агрохімічну продукцію в Україні

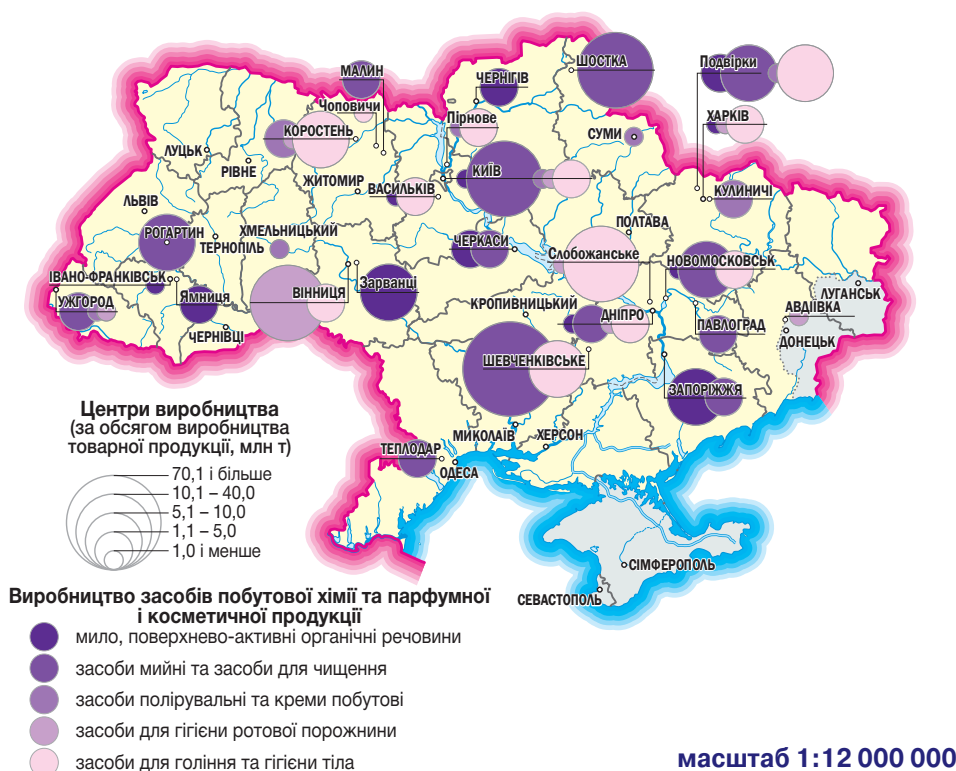
ВИРОБНИЦТВО ЗАСОБІВ ПОВУТОВОЇ ХІМІЇ ТА ПАРФУМНИХ І КОСМЕТИЧНИХ ЗАСОБІВ.

«Кварцит. Ольвія-Бета» (село Шевченківське, Нікопольський район, Дніпропетровська область). Спеціалізується на виробництві мила та миючих засобів, засобів для чищення та полірування. Предмети гігієни і товари побутової хімії торгових марок Gala, Dax, «Океан», Lotos Dax, Shandy и Only You користуються попитом як вітчизняних, так і зарубіжних споживачів.

«Слобожанський миловар» (село Слобожанське, Полтавська область) — сучасне хімічне виробництво розвивається шляхом впровадження нових технологій і виробляє та реалізує мило туалетне, косметичне, дитяче, мило з поліпшеними дерматологічними властивостями (крем-мило), гліцеринове напівпрозоре мило, а також рідке туалетне мило, тверде господарське, рідке господарське мило, універсальну пасту, пральні порошки, засоби для миття посуду, гліцерин.

Асортимент «Слобожанського миловара» — туалетне мило, засоби для прання та миття посуду під торговими марками «ШИК», «SILA»,

«ДРУГ», «УТИ-ПУТИ», «POSHE», «ODA», «AVTO SILVA» та інші (всього понад 250 найменувань). На багатьох виставках закордонні спеціалісти високо оцінюють якість мила ТОВ «Слобожанський миловар». Це тому, що складу більшості видів туалетного і дитячого мила входять натуральні рослинні екстракти, ефірні олії та інші компоненти, які пом'якшують і живлять шкіру, уся продукція «Слобожанського милова» сертифікована та відповідає новій версії міжнародного стандарту ISO 9001:2015. (О.С. малюнки продукції).



Мал. 57

Карта розміщення підприємств, що виробляють засоби побутової хімії та парфумну і косметичну продукцію в Україні

ВИРОБНИЦТВО БАРВНИКІВ, ФАРБ, ЛАКІВ. ВП «Полісан» (місто Суми) є одним із провідних виробників лакофарбових матеріалів в Україні, що пропонує широкий спектр найбільш затребуваної на вітчизняному ринку алкідної та водно-дисперсійної продукції під торговими марками Maxima, Farbex, Delfi та DekART — лаків, фарб, барвників, пігментів, сухих будівельних сумішей, декоративних покриттів, штукатурок, декоративного воску, вогнебіозахисних засобів захисту для деревини та іншої продукції.

У місті Яворів (Львівська область) розташоване ТзОВ «Снежка-Україна». Це сучасний завод з виробництва водоемульсійних фарб, акрилових емалей, шпаклювальних мас, захисних та закріплюючо-грунтуючих засобів, клеїв. При виготовленні виробів використовується високоякісна

європейська сировина та прогресивні сучасні технології. Уся продукція заводу є екологічно чистою, безпечною для здоров'я людини та довкілля. ТзОВ «Снежка-Україна» єдина в Україні компанія, що має в своєму асортименті фарбу, яка не викликає подразнюючої, токсичної чи алергічної дії — «Снежка ЕКО».



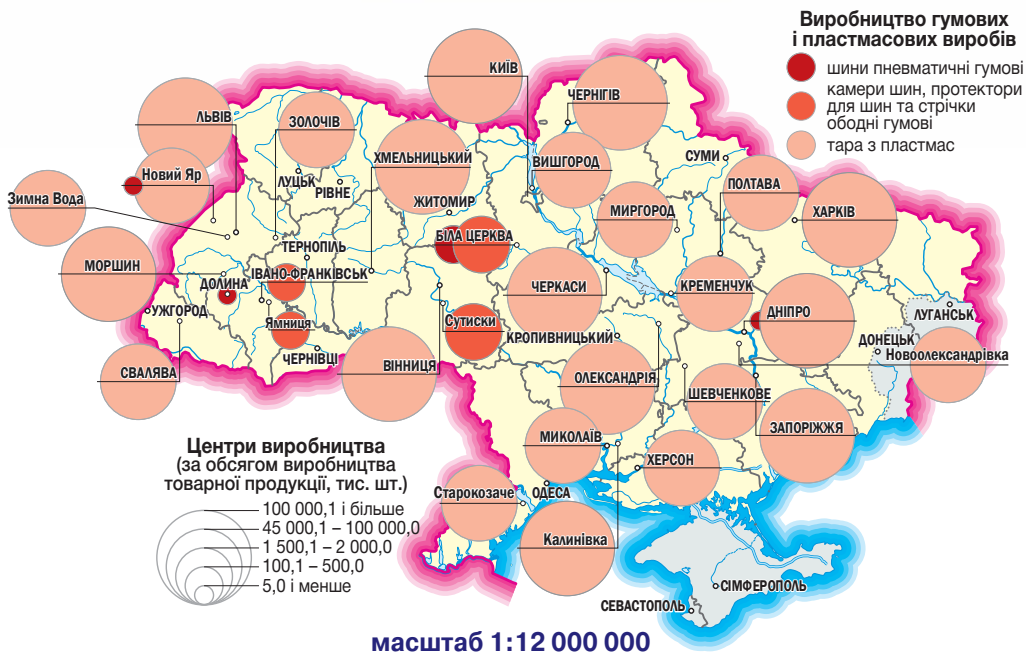
Мал. 58

Карта розміщення підприємств, що виробляють барвники, фарби й лаки в Україні

ВИРОБНИЦТВО ГУМОВИХ І ПЛАСТМАСОВИХ ВИРОБІВ. «Київгума» (місто Бровари, Київська область (донедавна — місто Київ)) — завод, що спеціалізується на виробництві виробів із гуми, полівінілхлориду, силікону та латексу. Це медичні гумові вироби (клеюнки, грілки, джгути, бинти еластичні, рукавички), пробки та ковпачки для флаконів з лікарськими засобами, товари для дітей (соски, пустушки, прорізувачі для зубів), продукція для промисловості (формові та неформові вироби), господарські, спортивні товари та сільськогосподарські вироби, гумові, ПВХ та ТЕП ущільнювачі та ін. Загалом асортимент продукції підприємства нараховує близько 4000 найменувань.

Завод став першим вітчизняним виробником спецкостюмів біозахисту для українських медиків, що працюють з коронавірусними хворими. Новою продукцією заводу є засіб для екстреної зупинки кровотечі — гумовий джгут «Омега».

Завод «Пласт-Моулд» (місто Хмельницький) спеціалізується на виробництві виробів з пластмас методом лиття під тиском, зокрема високоякісних контейнерів для харчових продуктів, відер тощо.



Мал. 59 Карта розміщення підприємств, що виробляють гумові та пластмасові вироби в Україні

ВИРОБНИЦТВО ФАРМАЦЕВТИЧНИХ ПРОДУКТІВ. Підприємства цієї галузі розміщені в різних регіонах України. Зокрема, **ТОВ «Юрія-Фарм»** (місто Черкаси) виготовляє інфузійні препарати, які не мають аналогів.

Інфузійні розчини — це складні сольові розчини, які за своїм йонним складом і рівнем рН близькі до плазми крові, здатні підтримувати життєдіяльність клітин та органів і не спричинювати суттєвих змін фізіологічної рівноваги в організмі.

Ще одним видом продукції цього підприємства є інструменти для якісної парантеральної терапії.

Серед продукції заводу є сучасні антибактеріальні й знеболюючі препарати.

Фармацевтична компанія «Дарниця» (м. Київ) — потужний виробник готових ліків в Україні — спеціалізується на розробці й виробництві

лікарських засобів у формі пігулок, капсул, розчинів для ін'єкцій в ампулах, стерильних порошоків для виготовлення ін'єкційних розчинів, мазей, гелів, кремів. Загалом підприємство виробляє понад 250 найменувань лікарських засобів.

Парантеральна терапія — спосіб введення лікарських засобів, вакцин та інших імунобіологічних препаратів в організм людини, обминаючи шлунково-кишковий тракт.

Фармацевтична компанія «Здоров'я» (м. Харків) — одне з найстаріших фармакологічних виробництв України (110 років). Загальна кількість препаратів, які нині виробляє компанія, перевищує 350 найменувань. Це лікарські препарати від захворювань органів чуття, нервової, респіраторної, серцево-судинної, травної, кістково-м'язової систем; захворювань шкіри й крові.



Мал. 60

Карта розміщення підприємств фармацевтичної галузі в Україні

Попрацюйте з групами

1. Скористайтесь картами (мал. 55–60) 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 35).



Схема 35 Галузі хімічних знань

ВИДАТНІ ВІТЧИЗНЯНІ ВЧЕНІ, КОТРИ ПРОСЛАВИЛИ УКРАЇНУ СВОЇМИ ВІДКРИТТЯМИ.

Бондар Алла Григорівна (1921–1981) — вчена-хімікниня, державна діячка, Міністр освіти УРСР (1962–1967). Фундаторка кафедри кібернетики хіміко-технологічних процесів хіміко-технологічного факультету НТУУ «КПІ». Вона стояла у витоків створення та працювала над розвитком в Україні хімічної кібернетики. Авторка та співавторка понад 100 наукових робіт, підручників, монографій. Наукові праці Алли Григорівни та співробітників очолюваної нею кафедри заклали підґрунтя наукової школи «Математичне і комп'ютерне моделювання хімічних і технологічних процесів та систем».



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, мі-



градії 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, який 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.



Максютіна Ніна Павлівна (1925–2015) — фітохімікня, фармакогност, доктор хімічних наук, професорка, лауреатка премії Всесоюзного товариства винахідників і раціоналізаторів серед жінок (1982), заслужена діячка науки і техніки України. Головний напрямок її досліджень — виявлення джерел сировини для фармакологічної галузі хімічної промисловості.



Н. П. Максютіна — авторка понад 360 наукових робіт, з них — 8 монографій, 29 патентів і авторських свідоцтва на винаходи.

Зробила істотний внесок у розвиток фармацевтичної хімії і фармакогнозії, хімії природних біологічно активних речовин, фармацевтичного аналізу, розробила новий експресний хроматографічний метод.

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 конвертера й металу.



Орлик Світлана Микитівна (народилася у 1953 році) українська хімікня, член-кореспондент НАН України, доктор хімічних наук, професорка. Лауреатка Державної премії України в галузі науки і техніки.

Авторка понад 300 наукових праць, зокрема 17 патентів. Її дослідження стосуються розроблення нових гетерогенно-каталітичних процесів та каталізаторів нового покоління на основі наноматеріалів, зокрема нанофазних метал-оксидних, нанопористих носіїв стільникової структури. Розробила наукові засади гетерогенно-каталітичних процесів знешкодження техногенних газових викидів, перетворення «парникових» газів, одержання водневого палива шляхом риформінгу природного газу та метанолу.



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.

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 спектрофотометричних, 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.



Савьолова Віра Андріївна (народилася у 1938 році) — український хімік, доктор хімічних наук, професорка. Коло наукових інтересів В. А. Савьолової складають дослідження реакційної здатності органічних сполук, кінетика і механізми органічних реакцій. За роки роботи в Інституті фізико-органічної хімії та вуглехімії В. А. Савьолова підготувала 20 кандидатів хімічних наук, опублікувала 2 монографії, понад 250 статей, одержала 18 винаходів і патентів.



Цебренко Марія Василівна (народилася у 1940 році). Завдяки дослідженням М. В. Цебренко вперше у світі було створено і запропоновано технологію виробництва тонковолокнистих фільтрів для прецизійної очистки рідинних і газових середовищ, питної води. Прецизійний означає «найвищої якості». Ультратонкі синтетичні волокна (мікроволокна) мають унікальну структуру, що створює високу сорбційну здатність. З них виготовляють бактерицидні мікроволокна і фільтри, наприклад, поліпропіленові мікроволокна, наповнені нанорозмірним кремнеземом. У 2006 р. Всесвітня організація інтелектуальної власності нагородила М. В. Цебренко медаллю і сертифікатом за найкращий жіночий винахід року. Американський біографічний інститут присвоїв їй почесні звання «Провідний інтелектуал світу», «Жінка року», «Велика Жінка ХХІ ст.».



визнав однією з 500 найбільших геніїв XXI ст., у 2010 р. нагородив Золотою медаллю Нобелівської відзнаки.



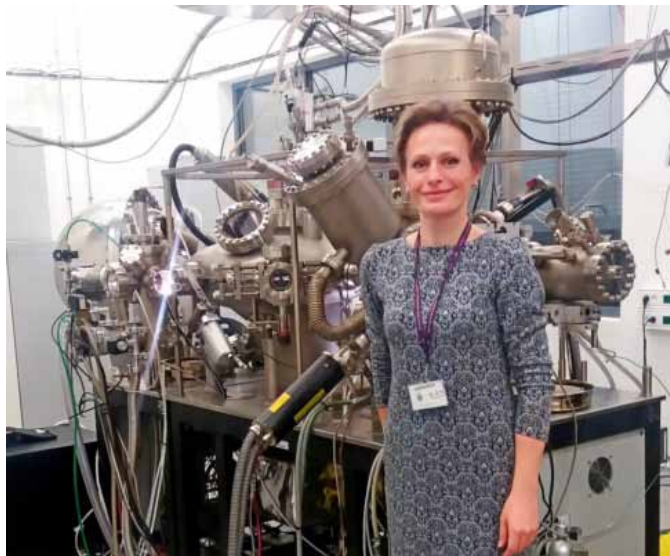
Сторінка ерудованих

Історично склалось, що хімічними дослідженнями більшою мірою займалися і продовжують займатися чоловіки. За даними Інституту статистики ЮНЕСКО, оприлюдненими у 2017 році, лише 28 % науковців у світі — жінки. Наукова спільнота і суспільство шукають способи залучення і відзначення участі жінок у розвитку хімічної науки.

Так 11 лютого у світі відзначають Міжнародний день жінок у науці.

Премію L'Oréal-UNESCO «Для жінок у науці» заснували у 1998 році задля збільшення участі жінок у галузі науки, їхнього долучення до сфери наукових досліджень. Мета Премії — підтримати й відзначити талановитих жінок-науковців, а також заохотити молодих жінок обирати наукові професії та допомагати їм у їхній кар'єрі. Упродовж 22 років премія підтримала та відзначила понад 3400 жінок-науковиць із 116 країн. Українська Премія є частиною глобальної Програми L'Oréal-UNESCO «Для жінок у науці». В Україні її реалізують уже четвертий рік поспіль. У Програмі беруть участь жінки, які займаються науковими дослідженнями у галузі STEM (наука, технології, інжиніринг та математика) на території України в будь-якому закладі вищої освіти, дослідницьких центрах цих закладів або Національній академії наук України.

Переможницею другого сезону Української Премії L'Oréal-UNESCO «Для жінок у науці» стала доктор хімічних наук, доцентка кафедри хімії факультету природничих наук Прикарпатського національного університету імені Василя Стефаника Тетяна Романівна Татарчук. Її ім'я також є у рейтингу ТОП-20 науковців світу. Т. Р. Татарчук працює викладачкою і проводить наукові дослідження, результати яких широко висвітлює у престижних наукових журналах світу.



В університеті науковиця очолює Навчально-науковий центр хімічного матеріалознавства та нанотехнологій й реалізує проект «Фотокаталітичні гібридні системи для очищення води» спільно із науковцями Ягеллонського університету.

Користуючись різними інформаційними джерелами, зокрема мережею інтернет, підготуйте повідомлення про життєвий шлях і здобутки науковців, чії імена присвоєно науково-дослідним інститутам хімічного спрямування, про сучасні досягнення цих інститутів.

ПІСЛЯМОВА

1. Список видатних науковців у галузі хімії, які 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, під час якого можуть потрапляти в довкілля, 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 профільній 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. Щастя вам!

ПРЕДМЕТНИЙ ПОКАЖЧИК

А

Аерозолі — 31
Алкани — 134
Аміногрупа — 188, 189
Амінокислота — 189
Аніон — 12, 54
Асоціація — 56
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
Полярні молекули води — 34
Дисперсні системи — 29

Е

Електроліти — 54

Електролітична дисоціація — 53

Емульсії — 31
Етан — 136
Етанол — 130, 162, 163, 164
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

ІМЕННИЙ ПОКАЖЧИК

А

Авогадро А. — 147
Арреніус С. — 52, 53, 55

Б

Бертло П. — 174
Бондар А. Г. — 230
Бутлеров О. М. — 133

В

Вант-Гофф Я.-Х. — 119
Вернадський В. І. — 230

Г

Гей-Люссак Ж. — 146, 150
Горбачевський І. Я. — 191, 231

Д

Думанський А. В. — 26, 27

З

Зелінський М. Д. — 231

К

Каблуков І. О. — 44
Кволек С. — 222
Коновалов Д. П. — 44
Крік Ф. — 205
Курнаков М. С. — 44

Л

Лавуазьє А. — 202

М

Максютіна Н. П. — 232
Менделєєв Д. І. — 44, 195, 202
Мозговой М. І. — 232

Н

Натта Дж. — 152

О

Орлик С. М. — 232

П

Палладін О. В. — 232
Парацельс Т. — 167
Пилипенко А. Т. — 233
Писаржевський Л. В. — 105
Прістлі Дж. — 202

С

Савьолова В. А. — 233

Т

Татарчук Т. Р. — 234
Тіндаль Дж. — 26

У

Уотсон Дж. — 205

Ф

Фарадей М. — 204
Фішер Е. — 191

Ц

Цебрєнко М. В. — 233
Ціглер К. — 152

Ш

Шеєле К. — 202

ВІДПОВІДІ ДО РОЗРАХУНКОВИХ ЗАДАЧ

Рубрика «Застосуємо»

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, 3Г, 4Б.
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.
166. 2,24 л.

§ 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.