

2009



О. Г. Ярошенко

ХІМІЯ

ХІМІЯ

9

Цей підручник логічно завершує вивчення в основній школі курсу «Хімія», розпочатого в 7 класі. В ньому:

- висвітлено основний матеріал про розчини та хімічні реакції;
- схарактеризовано найважливіші органічні сполуки, на знанні яких ґрунтується подальше вивчення хімії і біології;
- подано правила грамотного поводження з хімічними речовинами у повсякденному житті;
- використано перевірену часом структурну побудову змісту;
- дібрано таблиці, малюнки, схеми, що допоможуть глибше опанувати хімічну науку.

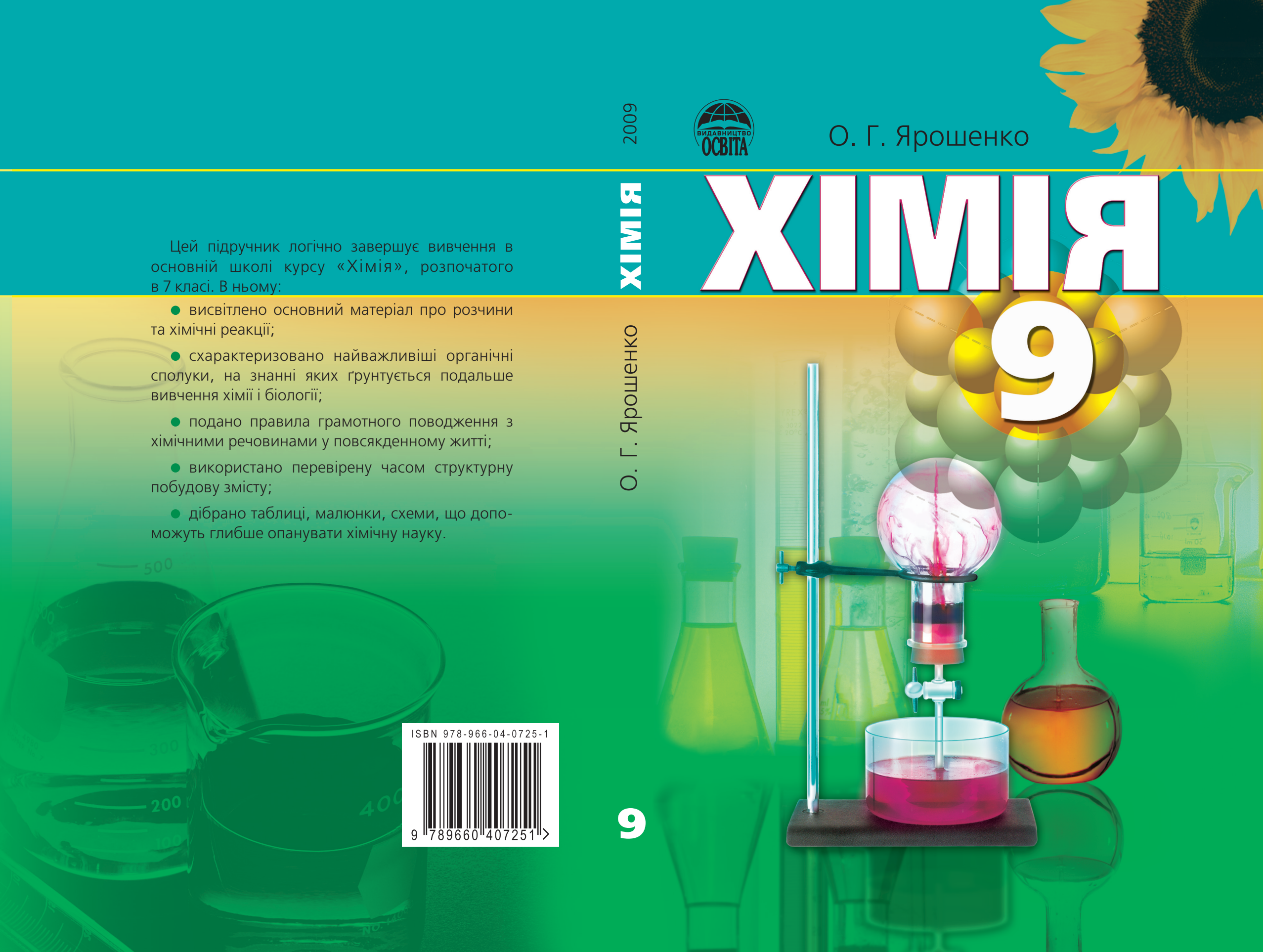
О. Г. Ярошенко

9

ISBN 978-966-04-0725-1



9 789660 407251 >



Періодична система хімічних елементів (коротка форма)

Періоди	Групи елементів													
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII						
1	H 1 1,00794 Гідроген								He 2 4,00 Гелій	Порядковий номер Назва елемента систематична				
2	Li 3 6,94 Літій	Be 4 9,01 Берилій	B 5 10,81 Бор	C 6 12,01 Карбон	N 7 14,00 Нітроген	O 8 15,99 Оксиген	F 9 18,99 Флуор	Ne 10 20,18 Неон	<div style="border: 1px solid black; padding: 5px; display: inline-block;"> 26 55,85 Fe Ферум </div>					
3	Na 11 22,99 Натрій	Mg 12 24,30 Магній	Al 13 26,98 Алюміній	Si 14 28,08 Силіцій	P 15 30,97 Фосфор	S 16 32,06 Сулфур	Cl 17 34,453 Хлор	Ar 18 39,95 Аргон	Атомна маса Символ					
4	K 19 39,09 Калій	Ca 20 40,08 Кальцій	Sc 21 44,95 Скандій	Ti 22 47,88 Титан	V 23 50,94 Ванадій	Cr 24 51,99 Хром	Mn 25 54,94 Манган	Fe 26 55,85 Ферум	Co 27 58,93 Кобальт	Ni 28 58,69 Нікол				
	Cu 29 63,54 Купрум	Zn 30 65,39 Цинк	Ga 31 69,72 Галій	Ge 32 72,59 Германій	As 33 74,92 Арсен	Se 34 78,96 Селен	Br 35 79,90 Бром	Kr 36 83,80 Криптон						
5	Rb 37 85,46 Рубідій	Sr 38 87,62 Стронцій	Y 39 88,90 Ітрій	Zr 40 91,22 Цирконій	Nb 41 92,90 Ніобій	Mo 42 95,94 Молибден	Tc 43 (99) Технецій	Ru 44 101,07 Рутеній	Rh 45 102,90 Родій	Pd 46 106,42 Паладій				
	Ag 47 107,87 Аргентум	Cd 48 112,41 Кадмій	In 49 114,82 Індій	Sn 50 118,71 Станум	Sb 51 121,75 Стибій	Te 52 127,60 Телур	I 53 126,90 Іод	Xe 54 131,29 Ксенон						
6	Cs 55 132,90 Цезій	Ba 56 137,33 Барій	*La 57 138,90 Лантан	Hf 72 178,49 Гафній	Ta 73 180,95 Тантал	W 74 183,85 Вольфрам	Re 75 186,21 Реній	Os 76 190,21 Осмій	Ir 77 192,22 Іридій	Pt 78 195,08 Платина				
	Au 79 196,97 Аурум	Hg 80 200,59 Меркурій	Tl 81 204,38 Талій	Pb 82 207,20 Плюмбум	Bi 83 208,98 Бісмут	Po 84 (209) Полоній	At 85 (210) Астат	Rn 86 (222) Радон						
7	Fr 87 (223) Францій	Ra 88 226,02 Радій	**Ac 89 (227) Актиній	Rf 104 (261) Резерфордій	Db 105 (262) Дубній	Sg 106 (263) Сиборгій	Bh 107 (262) Борій	Hs 108 (265) Гасій	Mt 109 (266) Майтнерій	Uun 110 Унунній				
Вищі оксиди	R₂O	RO	R₂O₃	RO₂	R₂O₅	RO₃	R₂O₇	RO₄						
Леткі водневі сполуки				RH₄	RH₃	H₂R	HR							
* **	58 Ce 140,12 Церій	59 Pr 140,90 Празеодим	60 Nd 144,24 Неодим	61 Pm (147) Прометій	62 Sm 150,36 Самарій	63 Eu 151,96 Європій	64 Gd 157,25 Гадоліній	65 Tb 158,92 Тербій	66 Dy 162,50 Диспрозій	67 Ho 164,93 Гольмій	68 Er 167,26 Ербій	69 Tm 168,93 Тулій	70 Yb 173,04 Ітербій	71 Lu 174,96 Лютецій
	90 Th 232,04 Торій	91 Pa (231) Протактиній	92 U 238,03 Уран	93 Np (237) Нептуній	94 Pu (244) Плутоній	95 Am (243) Америцій	96 Cm (247) Кюріум	97 Bk (247) Берклій	98 Cf (249) Каліфорній	99 Es (252) Ейнштейній	100 Fm (257) Фермій	101 Md (258) Менделевій	102 No (259) Нобелій	103 Lr (260) Лоуренсій

О. Г. Ярошенко

ХІМІЯ

**ПІДРУЧНИК ДЛЯ 9 КЛАСУ
ЗАГАЛЬНООСВІТНІХ НАВЧАЛЬНИХ ЗАКЛАДІВ**

Рекомендовано Міністерством освіти і науки України

КИЇВ «ОСВІТА» 2009

ББК 24я721
Я77

*Рекомендовано Міністерством освіти і науки України
(Наказ Міністерства освіти і науки України № 56
від 02.02.2009)*

ВИДАНО ЗА РАХУНОК ДЕРЖАВНИХ КОШТІВ. ПРОДАЖ ЗАБОРОНЕНО

Відповідальні за підготовку до видання: головний спеціаліст МОН України *Фіцайло С. С.*, зав. сектора Інституту інноваційних технологій і змісту освіти *Дубовик О. А.*

Експертизу підручника здійснювали: методисти *Зламанюк Л. М.* — кандидат пед. наук, завідувача кафедрою теорії та методики Дніпропетровського ОІППО, *Шевчук В. П.* — завідувач НМК хімії Кіровоградського ОІППО ім. В. Сухомлинського; науковець *Кизенко В. І.* (Інститут педагогіки АПН України) — кандидат пед. наук.

УМОВНІ ПОЗНАЧЕННЯ:



— Сторінка природодослідника



— Підіб'ємо підсумки



— Сторінка ерудита



— Перевірте свої знання

ISBN 978-966-04-0725-1

© О.Г. Ярошенко, 2009
© Художнє оформлення, макет.
Видавництво «Освіта», 2009

Дорогі дев'ятикласники!

За цим підручником ви завершуйте вивчення хімії в основній школі. Він допоможе вам опанувати базові хімічні знання, передбачені навчальною програмою з хімії для 9 класу, які необхідні для повсякденного життя і достатні для загальнокультурної підготовки випускника основної школи.

Навчальний матеріал підручника охоплює повторення основних питань курсу хімії 8 класу, три нові теми та узагальнення знань. Перші дві теми стосуються винятково важливих у хімії понять про **розчини та хімічні реакції**. Третя тема присвячена характеристиці найважливіших **органічних сполук**. Знання про ці речовини мають неабияке значення. По-перше, вони необхідні для здобуття базової хімічної освіти; по-друге, без знання основних біологічно важливих речовин неможливе вивчення біології в 10 класі; по-третє, у повсякденному житті ви стикаєтеся з органічними речовинами частіше, ніж із неорганічними, оскільки їх у десятки разів більше.

Сподіваюся, цей підручник створить надійне підґрунтя для подальшого набуття хімічних знань, якщо ви оберете відповідний профіль навчання у старшій школі. Адже підручник спрямований на посилення вашого інтересу до подальшого вивчення хімії. Водночас ті з вас, чие навчання у старшій школі не буде пов'язане з хімією, навчатися безпечного поводження з речовинами у повсякденному житті.

Як і в попередніх підручниках — з природознавства для 5 і 6 класів та хімії для 7 і 8 класів — тут використано перевірену часом структурну побудову змісту. Так, у *параграфах* чітко і лаконічно розкривається основний зміст навчального матеріалу, який перемежований прикладами, містить детальний опис і пояснення демонстраційних дослідів, поділений підзаголовками на логічно завершені частини. Наприкінці параграфів уміщено *рубрику Підіємо підсумки*, де кількома реченнями передано головне з тексту, що буде орієнтиром під час повторення вдома матеріалу, вивченого на уроці. **Сторінка природодослідника** містить практичні завдання дослідницького характеру — домашній хімічний експеримент, лабораторні досліді, практичні роботи, надаючи тим самим можливість опанувати методи дослідження речовин і явищ.

Ерудованість добре обізнаної у певній галузі наукового знання особистості формується за умови, якщо людина не

обмежується мінімальною кількістю знань, а шукає джерела набуття нової інформації, багато читає, проводить власні дослідження, аналізує та порівнює інформацію тощо. Усім, хто виявить бажання розширити власну ерудицію в галузі хімічних знань, допоможе рубрика **Сторінка ерудита**.

Завершальною є рубрика **Перевірте свої знання**, де вміщені різноманітні завдання і вправи, серед яких ускладнені позначено зірочкою. Систематично опрацьовуючи цю рубрику, ви зможете об'єктивно оцінити рівень своїх знань. З цією ж метою після кожної теми наведено **Завдання для підготовки до контролю знань**.

Кожна рубрика підручника має особливе позначення або ж виділена певним кольором, що допоможе вам швидко відшукати потрібний текст.

Прискорити пошук того чи іншого терміна допоможе **Предметний покажчик**.

Наприкінці підручника наведено **Словник основних хімічних термінів і понять** — довідкова інформація — тлумачення ключових хімічних слів і словосполучень.

Успіхів вам і наснаги у наполегливому опрацюванні навчального матеріалу підручника!

Автор

ПОВТОРЕННЯ ОСНОВНИХ ПИТАНЬ КУРСУ ХІМІЇ 8 КЛАСУ

§ 1 Склад і властивості основних класів неорганічних сполук

З природознавства, хімії та фізики ви вже знаєте, що:

- порівняно невелике число хімічних елементів утворює понад 10 мільйонів речовин, які за своїм складом поділяються на дві групи — *прості речовини* і *складні речовини*;
- серед простих речовин розрізняють *метали* і *неметали*;
- загальний поділ складних речовин здійснено на *неорганічні* та *органічні сполуки*;
- розрізняють такі основні класи неорганічних сполук: *оксиди*, *кислоти*, *основи*, *солі*;
- **оксиди** — це бінарні сполуки будь-якого хімічного елемента з Оксигеном (*пригадайте і наведіть приклади*);
- **кислоти** — це складні речовини, що містять атоми Гідрогену, здатні заміщуватися на йони металічного елемента, та кислотний залишок (*подумайте і наведіть приклади*);
- **основи** — це складні речовини, утворені металічним елементом та гідроксильними групами (*пригадайте і наведіть приклади*);
- **солі** — це складні речовини, утворені металічними елементами і кислотними залишками (*пригадайте і наведіть приклади*).

У межах кожного класу неорганічних сполук теж є свої класифікації. Зокрема, **оксиди** поділяють на *основні*, *кислотні*, *амфотерні*; **кислоти** — на *безоксигенові* й *оксигеновмісні*, а також на *одноосновні* та *багатоосновні*; **основи** — на *луги* та *нерозчинні основи*; **солі** — на *середні* та *кислі* тощо. (*Пригадайте і наведіть приклади речовин до кожної з класифікацій*.)

Кожному класу сполук притаманна певна сукупність хімічних властивостей, повторити які вам допоможуть схеми 1—6.

Схема 1

Хімічні властивості основних оксидів



Схема 2

Хімічні властивості кислотних оксидів



Схема 3

Хімічні властивості кислот

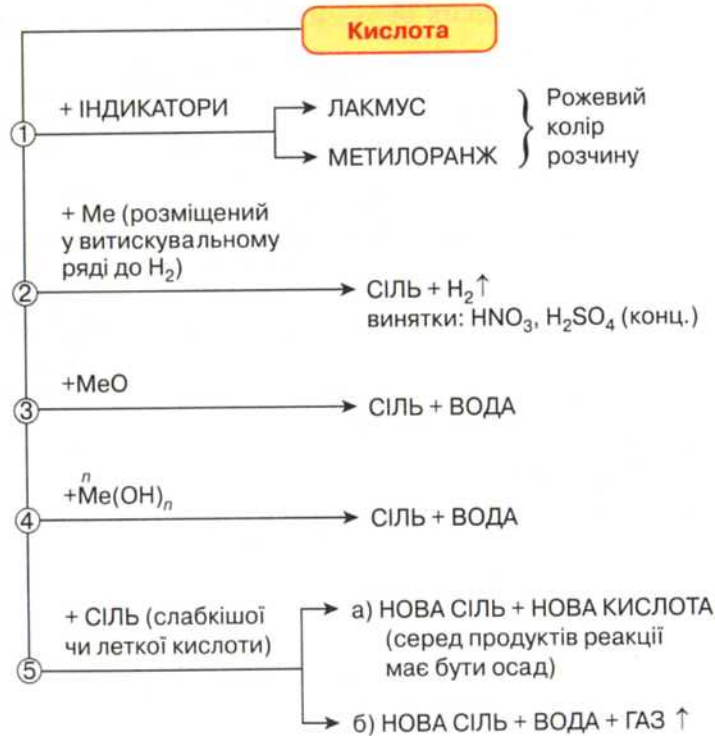


Схема 4

Хімічні властивості основ

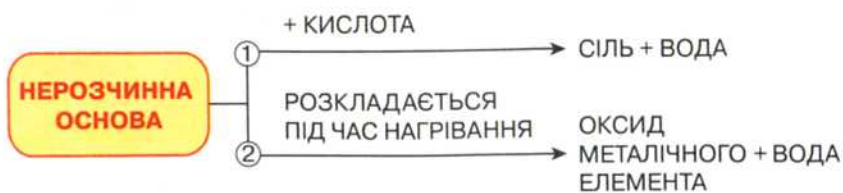


Схема 5

Хімічні властивості амфотерних гідроксидів



Схема 6

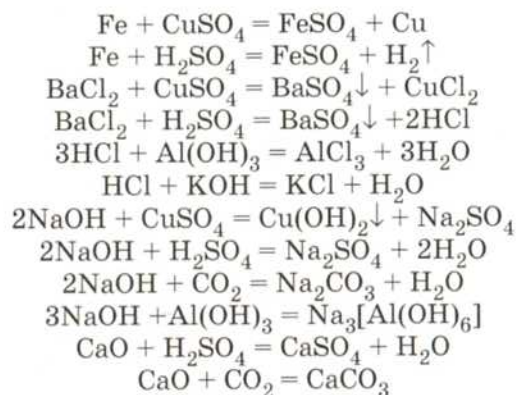
Хімічні властивості солей



Скористаємося схемами та розглянемо можливості хімічної взаємодії між речовинами, формули яких зазначено в таблиці:

Речовина	CuSO ₄	H ₂ SO ₄	CO ₂	Al(OH) ₃	KOH
Fe	1	2	3	4	5
BaCl ₂	6	7	8	9	10
HCl	11	12	13	14	15
NaOH	16	17	18	19	20
CaO	21	22	23	24	25

Як бачимо, розгляду підлягають 25 пар речовин. Користуючись схемами 1—6, робимо висновок, що можливий перебіг дванадцяти реакцій з двадцяти п'яти. Це реакції під номерами 1, 2, 6, 7, 14, 15, 16, 17, 18, 19, 22, 23. Запишемо їх рівняння:



Ви вже знаєте такі типи хімічних реакцій, як **сполучення, розкладу, обміну, заміщення.**

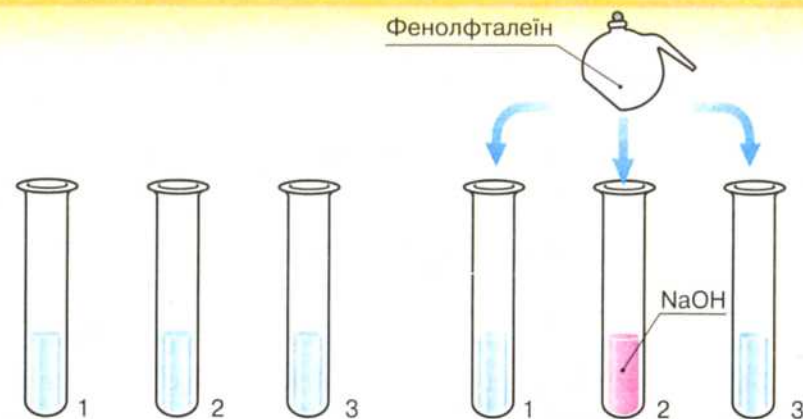
▲ Пригадайте їх особливості та зазначте, до яких із них належать розглянуті реакції.

У 8 класі ви дізналися, що знання хімічних властивостей класів неорганічних сполук дають змогу розрізняти речовини, добувати з одних речовин інші. Повторимо це на конкретних прикладах.

Приклад 1. За допомогою яких реакцій можна розпізнати розчини натрій гідроксиду, магній сульфату, цинк сульфату в трьох пронумерованих пробірках без етикеток?

Мі р к у є м о т а к: розпізнаванню підлягають одна основа (луг) і дві солі (мал. 1). Перед проведенням дослідів вміст кожної пробірки розділимо на дві частини, скориставшись чистими пробірками під такими самими номерами. Відтепер маємо 2 набори однакових речовин. Попрацюємо з одним із них і спершу виявимо луг за допомогою фенолфталеїну. Лише в одній пробірці розчин набуде малинового забарвлення (мал. 2). Отже, саме в цій пробірці міститься луг натрій гідроксид.

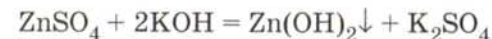
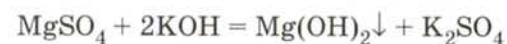
Для розпізнавання солей скористаємося другим набором пробірок, вилучивши з нього пробірку з натрій гідроксидом. Оскільки солі утворені однією й тією самою кислотою — сульфатною, то за допомогою якісної реакції на сульфати розрізнити ці речовини не вдасться. Залишається розпізнати солі за металічними елементами. Одному з них відповідає типова, але малорозчинна у воді основа магній гідроксид, іншому — нерозчинний у воді амфотерний цинк гідроксид. Порівнявши властивості типових основ і амфотерних гідроксидів (схеми 4 і 5),



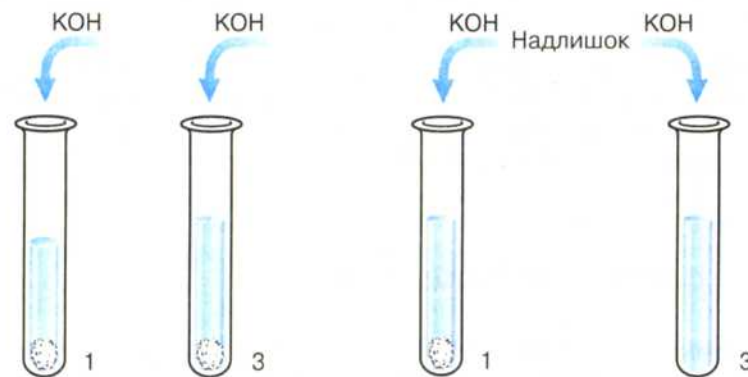
Мал. 1. Розчини речовин зовні однакові

Мал. 2. Виявлення розчину луку за допомогою фенолфталеїну

з'ясуємо, що відмінною ознакою у властивостях $\text{Mg}(\text{OH})_2$ і $\text{Zn}(\text{OH})_2$ є взаємодія з лугами — цинк гідроксид реагує з лугом, утворюючи розчинну сіль. До кожної з пробірок додамо невеликі порції луку, наприклад калій гідроксиду:



Спостерігатимемо, як спочатку в обох пробірках випадають осаді білого кольору (мал. 3). Але потім лише в одній з них — де міститься цинк гідроксид — осад розчиниться в надлишку луку (мал. 4).



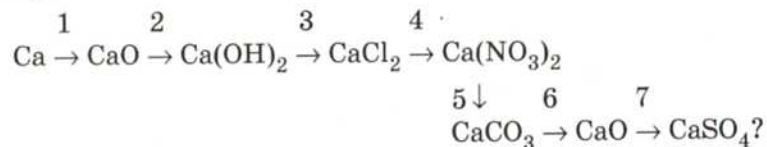
Мал. 3. Утворення осадів нерозчинних основ

Мал. 4. Розчинення осаду амфотерного цинк гідроксиду при додаванні надлишку луку



Отже, у пробірці 1 міститься MgSO_4 , у пробірці 2 — NaOH , у пробірці 3 — ZnSO_4 .

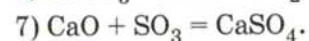
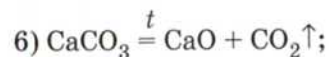
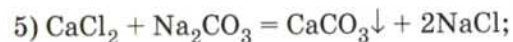
Приклад 2. За допомогою яких реакцій можна здійснити перетворення за схемою:



Повторивши матеріал про хімічні властивості простих та складних речовин, ви дійдете висновку, що слід проробити реакції, що відповідають таким хімічним рівнянням:

- 1) $2\text{Ca} + \text{O}_2 = 2\text{CaO}$;
- 2) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2$;
- 3) $\text{Ca(OH)}_2 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;
- 4) $\text{CaCl}_2 + 2\text{AgNO}_3 = \text{Ca(NO}_3)_2 + 2\text{AgCl} \downarrow$.

▲ *Поміркуйте, чи можна в цьому випадку скористатися нітратною кислотою, а не її сіллю.*



▲ *Поміркуйте, чи можна в цьому випадку скористатися сульфатною кислотою.*

Проведене повторення дасть вам змогу виконати завдання рубрики «Перевірте свої знання», а також відновити у пам'яті навчальний матеріал, що стосується основних класів неорганічних сполук і є підґрунтям до подальшого вивчення хімії.



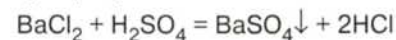
СТОРІНКА ПРИРОДОДОСЛІДНИКА

Завдання. З'ясуйте, речовини яких класів неорганічних сполук наявні у складі: а) предметів вашого повсякденного вжитку (продукти харчування, засоби побутової хімії, косметичні засоби тощо); б) предметів побуту; в) лікарських препаратів.

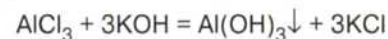


СТОРІНКА ЕРУДИТА

Для проведення реакції між барій хлоридом та сульфатною кислотою не має значення порядок додавання речовин. Додаючи розчин кислоти до розчину солі чи навпаки, відразу спостерігаємо випадання білого осаду барій сульфату:



Цього не скажеш про добування амфотерних гідроксидів взаємодією розчинної солі відповідного металічного елемента з лугом. Так, якщо до розчину солі Алюмінію додати кілька крапель розчину калій гідроксиду і збовтати суміш, то відразу утвориться осад алюміній гідроксиду:

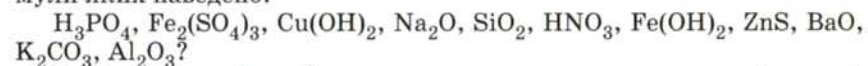


Якщо ж до розчину лугу додавати розчин алюміній хлориду, то осад з'являється не відразу й розчину солі доведеться додати не кілька крапель, а значно більше. Висловіть свої припущення з приводу зазначених відмінностей.

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Не користуючись підручником, сформулюйте означення оксидів, кислот, основ, солей та складіть узагальнену схему відомих вам класифікацій неорганічних речовин.

2. До яких класів неорганічних сполук належать речовини, формули яких наведено:



3. Назвіть якомога більше ознак, за якими укладено такі переліки речовин та формул речовин:

а) барій сульфат, барій силікат, барій карбонат;

б) H_2SO_3 , H_2SO_4 , H_2SiO_3 ;

в) ферум(III) гідроксид, алюміній гідроксид, хром(III) гідроксид;

г) K_2O , CaO , BaO .

4. Є речовини: алюміній гідроксид, магній оксид, фосфор(V) оксид, аргентум(I) нітрат, вуглець, залізо, купрум(II) сульфат, сульфатна кислота. Які з них взаємодіятимуть із натрій гідроксидом, а які — з хлоридною кислотою? Відповідь підтвердьте записами рівнянь реакцій.

5*. Напишіть якомога більше рівнянь реакцій, серед продуктів яких є вода.

§ 2 Хімічний зв'язок і будова речовин

З природознавства, фізики та хімії ви вже знаєте, що:

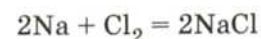
- різноманітність речовин зумовлена здатністю атомів одного хімічного елемента сполучатися між собою та з атомами інших елементів за допомогою *хімічного зв'язку*;

- **хімічний зв'язок** — це взаємне притягування атомів, що забезпечує існування речовин із чітко визначеним складом. В утворенні хімічного зв'язку головну роль відіграють *неспарені електрони атомів*, які дістали назву *валентних електронів*; склад ядер атомів є незмінним;
- у процесі утворення хімічного зв'язку зовнішні енергетичні рівні електронних оболонок атомів (їх ще називають електронними шарами) набувають *завершеної* стійкої та енергетично вигідної електронної конфігурації з 8 електронів (для Гідрогену, Гелію, Літію, Берилію, Бору — з 2 електронів);
- **завершеність зовнішніх енергетичних рівнів атомів досягається за рахунок утворення спільних електронних пар, віддачі або приєднання електронів.**

Для пояснення суті хімічного зв'язку вчені ввели поняття *електронегативності*. **Електронегативність** — умовна величина, яка характеризує здатність атома притягувати до себе електрони інших атомів. В елементів одного періоду вона зростає зліва направо, а в елементів головних підгруп — знизу вгору. (*Користуючись періодичною системою, визначте, атоми яких елементів: Магнію чи Хлору, Флуору чи Броду мають більшу електронегативність.*)

- Основними типами хімічного зв'язку є **ковалентний та йонний**.
- **Ковалентним** хімічним зв'язком називають зв'язок атомів за рахунок спільних електронних пар. Він властивий сполукам неметалічних елементів. Розрізняють *ковалентний неполярний та ковалентний полярний зв'язки*.
- **Ковалентним неполярним** називають хімічний зв'язок за допомогою спільних електронних пар, які рівновіддалені від ядер обох атомів.
- **Ковалентним полярним** називають хімічний зв'язок за допомогою спільних електронних пар, які зміщені до більш електронегативного атома.
- Атоми здатні віддавати або приєднувати електрони і перетворюватися на заряджені частинки — **йони**: внаслідок віддачі електронів атоми перетворюються на позитивно заряджені йони — **катіони**, внаслідок приєднання електронів утворюються негативно заряджені йони — **аніони**.
- **Йонний зв'язок** — це зв'язок за рахунок притягання різнойменно заряджених йонів. Він властивий речовинам, утвореним атомами типових металічних і типових неметалічних елементів.
- Тривимірне зображення порядку розміщення у просторі складових частин речовини — атомів, молекул, йонів — дістало назву **кристалічна ґратка**.

Хімічні реакції супроводжуються руйнуванням одних хімічних зв'язків та утворенням інших. Так, у реакції натрію з хлором ковалентний неполярний зв'язок між атомами Хлору у молекулі хлору руйнується, а утворена речовина натрій хлорид має йонний зв'язок:

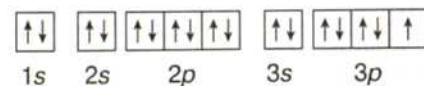
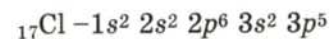


- **Ступінь окиснення** — умовний заряд атома у сполуці, обчислений за умови, що сполука складається тільки з йонів.
- Загальними правилами визначення ступеня окиснення атома є такі: ступінь окиснення атома у вільному стані **нульовий**; ступінь окиснення атомів Оксигену в сполуках дорівнює **-2** (є деякі винятки); ступінь окиснення атомів Гідрогену в сполуках дорівнює **+1** (є деякі винятки); ступінь окиснення атомів металічних елементів у сполуках **позитивний** і дорівнює числу відданих валентних електронів; у сполуці сума позитивних ступенів окиснення атомів дорівнює сумі негативних ступенів окиснення.

Приклади утворення речовин з різними типами хімічного зв'язку. Кожний ковалентний зв'язок утворюється парою електронів, до складу якої входить по одному електрону від кожного атома. При цьому атом утворює стільки електронних пар з іншим атомом чи атомами, скільки електронів йому не вистачає до набуття зовнішнім електронним шаром завершеної конфігурації. Звідси цілком очевидно, що, розглядаючи хімічний зв'язок, необхідно враховувати будову електронної оболонки атомів.

Приклад 1. Утворення ковалентного хімічного зв'язку в молекулі хлору Cl_2 .

Напишемо електронну та графічну електронну формули атома Cl:



На зовнішньому енергетичному рівні в атома Хлору є 7 електронів, з яких один неспарений. До завершення зовнішнього енергетичного рівня атому не вистачає 1 електрона. Тож неспарений електрон одного атома Хлору й неспарений електрон другого його атома утворюють спільну електронну пару:



1. На основі узагальнення знань про хімічний зв'язок складіть схему «Типи хімічних зв'язків».

2. Поясніть утворення хімічного зв'язку в речовинах, що мають формули N_2 , NH_3 , KCl . Визначте ступені окиснення атомів.

3. Спрогнозуйте тип хімічного зв'язку, що утвориться між атомами хімічних елементів із протонними числами: а) 11 і 1; б) 12 і 8.

4. За рахунок скількох неспарених електронів атом Фосфору утворює хімічні зв'язки з атомами Гідрогену?

5. Які катіони входять до складу бінарних сполук, утворених хімічними елементами: а) Літієм і Нітрогеном; б) Натрієм і Бромом; в) Калієм і Гідрогеном? Відповідь підтвердьте записом електронних формул атомів та йонів кожного елемента.

6*. 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) заліза з хлором.

7*. Чим можна пояснити, що лід плавиться за температури $100\text{ }^\circ\text{C}$, а натрій хлорид — понад $1000\text{ }^\circ\text{C}$?

ТЕМА 1 Розчини



Вивчивши цю тему, ви дізнаєтеся про:

- істинні розчини, дисперсні системи та колоїдні розчини;
- компоненти істинного розчину та способи вираження їх вмісту в складі розчину;
- розчинність як унікальну властивість води, завдяки якій в організмах відбуваються процеси життєдіяльності, воду застосовують 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;
- електролітичну дисоціацію — розпад речовин у водних розчинах чи розплавах на йони;
- особливості реакції обміну між розчинами електролітів та умови їх перебігу.

Знання цієї теми збагатять вас такими вміннями:

- розрізняти компоненти розчину, виявляти катіони й аніони у розчинах електролітів;
- обчислювати масову частку і масу розчиненої речовини в розчині;
- виготовляти розчини з певною масовою часткою розчиненої речовини;
- складати рівняння електролітичної дисоціації лугів, кислот, солей;
- складати рівняння реакцій йонного обміну в повній та скороченій формах;
- користуватися таблицею розчинності основ, кислот, солей у воді (за температури $20\text{--}25\text{ }^\circ\text{C}$) для прогнозування перебігу хімічних реакцій;
- розв'язувати експериментальні задачі на визначення та розпізнавання речовин у розчині.

§ 3 Поняття про розчини

Як вам відомо, чисті речовини — це речовини, що не містять домішок інших речовин. Ви також знаєте, що суміші складаються з двох і більше речовин, або *компонентів*.

Суміші бувають **однорідні** й **неоднорідні**. Перші ще називають **гомогенними** (грец. *homos* — рівний, однаковий), другі — **гетерогенними** (грец. *heteros* — інший, неоднаковий).

В однорідній суміші компоненти не можна виявити ні візуально, ні за допомогою оптичних приладів, тому що між речовинами не існує поверхні поділу. Наприклад, столовий оцет, мінеральна вода, підсолена вода.

У неоднорідній суміші компоненти можна виявити за допомогою оптичних приладів, а то й візуально. Наприклад, суміш цукру й піску, крейди і води тощо.

▲ *Пригадайте способи розділення сумішей та запропонуйте, як можна розділити суміш кухонної солі й води; крейди й води, цукру й піску.*

Поняття про розчини. Однорідні суміші дістали назву **істинних розчинів** (доволі часто перше слово не вживають або заміняють його словом «справжній» розчин).

Прикладом розчинів є підсолоджена цукром вода, повітря, латунь (сплав міді з цинком). Наведені приклади свідчать, що розчини бувають *рідкі, газуваті та тверді*. У складі розчину розчинена речовина може бути подрібнена до стану молекул (наприклад, водний розчин цукру) або йонів (наприклад, водний розчин кухонної солі).

Про істинні розчини кажуть, що вони являють собою *одну фазу*. В неоднорідних сумішах існує поверхня поділу речовин, тому вони складаються з *двох чи більше фаз*.

Значення розчинів у природі та житті людини. Значення розчинів у природі та житті людини неможливо переоцінити. Без них не виникло б життя на нашій планеті. Адже доісторичні організми спершу отримували необхідні для життєдіяльності речовини лише з водного середовища. У сучасних організмах, незалежно від середовища їх існування, всі біологічно важливі процеси (обмін речовин та енергії, дихання, виділення тощо) відбуваються за участю розчинів. Поживні речовини всмоктуються у кров та переносяться по всьому організму лише в розчиненому стані. Скільки б поживних речовин не містилося в ґрунті, рослини зможуть ними скористатися лише в складі розчину. Багато засобів побутової хімії, ліки, косметичні вироби, продукція харчової і металургійної промисловості — наочні приклади використання розчинів у побуті та житті людини (мал. 5).

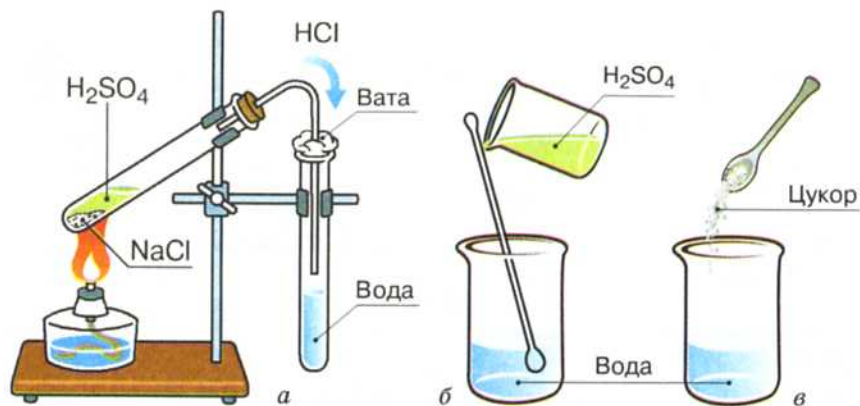


Мал. 5. Приклади розчинів

Розчин та його компоненти. Розглянемо розчини більш детально. З природознавства ви знаєте, що у складі розчину розрізняють два компоненти — *розчинник* та *розчинену речовину* (розчинені речовини).

Розчинником прийнято називати компонент розчину, вміст якого більший і в середовищі якого рівномірно розподілені розчинені речовини. Решта речовин, наявних у розчині, дістали назву *розчинені речовини*. Утворені з розчинника та розчиненої речовини гомогенні суміші не можна розділити фільтруванням, і вони здатні залишатися незмінними дуже довго. Здебільшого розчинник і виготовлений розчин перебувають в одному агрегатному стані.

Вода як розчинник. Серед відомих речовин є чимало таких, які здатні розчиняти в собі інші речовини, тобто бути *розчинником*. Це вода, етанол (медичний спирт), бензин (суміш бінарних сполук Карбону з Гідрогеном, виділених зі складу нафти), сірковуглець CS_2 (бінарна сполука Карбону із Сульфуром), ацетон, молекули якого складаються з атомів Карбону, Гідрогену й Оксигену, та деякі інші речовини. І все ж універсальним розчинником, тобто таким, у якому розчиняється багато інших речовин, є вода. Саме тому, вивчаючи у 8 класі властивості основних класів неорганічних сполук, більшість дослідів ви проводили з водними розчинами основ, кислот, солей.



Мал. 6. Розчинення речовин у воді:
а — хлороводню; б — сульфатної кислоти; в — цукру

Універсальність води як розчинника підтверджується ще й тим, що в ній розчиняються речовини будь-якого агрегатного стану:

- 1) газувата речовина хлороводень (гідроген хлорид), розчиняючись у воді, утворює хлоридну кислоту (мал. 6, а);
- 2) рідина сульфатна кислота дуже добре розчиняється у воді, незалежно від того, багато чи мало води для цього взято (мал. 6, б);
- 3) тверда речовина цукор також легко й швидко розчиняється у воді (мал. 6, в).

Розчинені речовини у перших двох прикладах перебувають у розчині у вигляді йонів, що, як і нейтральні молекули, мають дуже малі розміри. Тож цілком зрозуміло, що їх не можна побачити ні візуально, ні в найпотужніший мікроскоп. Розчинена речовина у третьому прикладі перебуває у вигляді молекул, що рівномірно розподіляються між молекулами води, яких ми побачити так само не можемо.

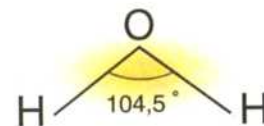
З'ясуємо, завдяки чому вода наділена властивістю розчиняти багато різних речовин.

Поняття про водневий зв'язок. Повторивши основні питання курсу хімії 8 класу, ви пригадали, що вода H_2O — речовина молекулярної будови з ковалентним полярним зв'язком (мал. 7), яка за кімнатної температури перебуває в рідкому агрегатному стані.

На цьому малюнку відображено утворення ковалентного зв'язку та порядок сполучення атомів у молекулі води, але не передано просторове розміщення атомів один стосовно одного. Насправді молекула води має кутову будову. Якщо сполучити уявними лініями атом Оксигену й 2 атоми Гідрогену, то утво-



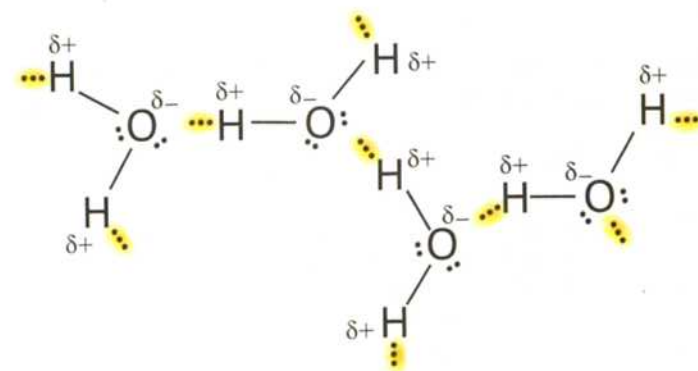
Мал. 7. Схема утворення ковалентного зв'язку у молекулі води



Мал. 8. Кутова будова молекули води

риться рівнобедрений трикутник, у якому валентний кут між хімічними зв'язками становить $104,5^\circ$ (мал. 8).

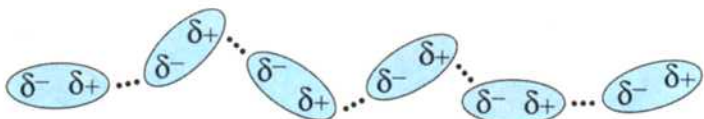
Оскільки атом Оксигену більш електронегативний, ніж сполучені з ним атоми Гідрогену, то спільні електронні пари зміщуються до Оксигену. Внаслідок цього атом Оксигену набуває невеликого (часткового) негативного електричного заряду δ^- (читається дельта мінус), а кожний атом Гідрогену — невеликого (часткового) позитивного електричного заряду δ^+ (читається дельта плюс). Молекулам води цих зарядів цілком достатньо, щоб виникла сила притягання між різнойменними частковими зарядами на Гідрогені однієї молекули та Оксигені іншої й утворився водневий зв'язок (мал. 9). Як видно з малюнка, атом Гідрогену однієї молекули води завдяки наявності в нього часткового позитивного заряду притягується до неподіленої пари електронів атома Оксигену сусідньої молекули. Сила притягання, що виникла між ними, спричинила утворення водневого зв'язку. Умовно його позначають трьома крапками. І хоча водневий зв'язок приблизно в 10 раз слабкіший за ковалентний, проте його наявність між молекулами води зумовлює такі її властивості, як відносно високу температуру кипіння ($+100^\circ C$), рідкий агрегатний стан за звичайних умов, здатність розчиняти багато речовин з йонним та ковалентним полярним зв'язками.



Мал. 9. Утворення водневого зв'язку між молекулами води



Мал. 10.
Диполь
молекули
води



Мал. 11. Диполь-дипольне
притягання молекул води

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

Повернемося до просторового розміщення атомів Оксигену та Гідрогену у молекулах води. Як видно з малюнка 8, обидва атоми Гідрогену розміщені по один бік від атома Оксигену. Наявність часткового негативного заряду в атома Оксигену та часткових позитивних зарядів у атомів Гідрогену робить молекулу води *полярною* (мал. 10). Про такі молекули кажуть, що вони є *електричними диполями*, або просто *диполями*.

Диполі притягуються один до одного своїми протилежно зарядженими полюсами й утримуються один біля одного водневими зв'язками (мал. 11).

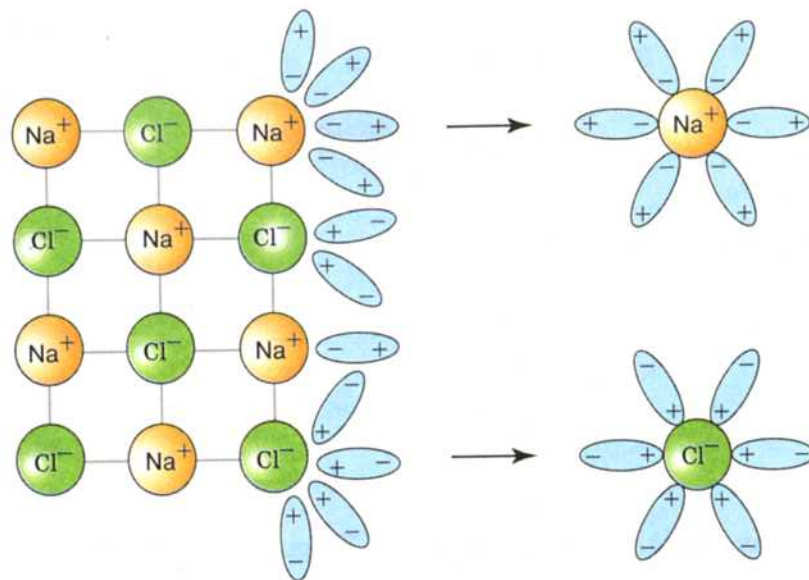
Ми розглянули утворення водневого зв'язку між молекулами води. Проте існують речовини, наприклад білки, у яких він може виникати й між ділянками однієї молекули.

Розчинність. Різні речовини в однакових порціях розчинника розчиняються в різній кількості. Ця індивідуальна властивість речовин є однією з їх фізичних характеристик, що дістала назву *розчинності*.

▲ *Пригадайте та назвіть інші фізичні характеристики речовин.*

Розчинність — це здатність речовини розчинятися в тому чи іншому розчиннику з утворенням істинних розчинів.

Здатність води розчиняти речовини зумовлена полярністю її молекул. Наприклад, при потрапленні натрій хлориду у воду її диполі орієнтуються навколо йонів Натрію та Хлору, як показано на малюнку 12. Після того як сила притягання йона до диполів води подолає силу притягання різнойменно заряджених йонів у кристалі солі, йон переходить у розчин. Нові диполі продовжать подібну роботу з черговим пластом йонів у кристалі солі. Триватиме це доти, доки маса солі, що розчинилася, не досягне *межі її розчинності*.



Мал. 12. Схема розчинення натрій хлориду у воді

Найчастіше кількісне вираження розчинності здійснюють із розрахунку маси розчиненої речовини на 100 г розчинника.

Межею розчинності є максимально можлива маса чи об'єм (для газів) розчиненої речовини, що за конкретних умов (температури, тиску) розчиняється у 100 г розчинника.

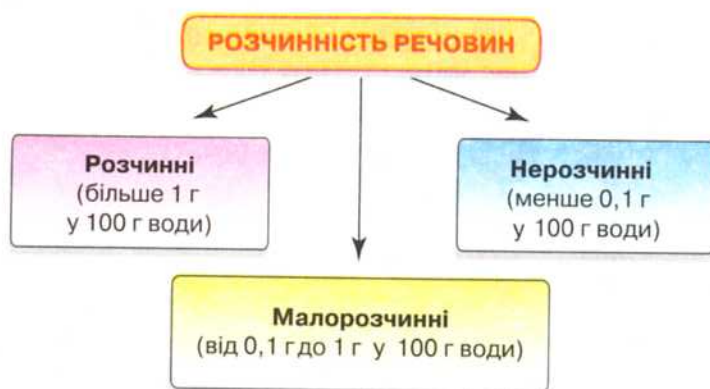
Наприклад, розчинність кухонної солі 35,9 г за температури +20 °С означає, що у 100 г води за цієї температури можна розчинити щонайбільше 35,9 г цієї речовини. Розчин, виготовлений у такий спосіб, буде *насиченим* за температури +20 °С. Додаткові порції солі в ньому за цієї температури розчинити неможливо.

Насичений розчин — розчин, у якому дана речовина за даної температури більше не розчиняється.

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

За розчинністю, визначеною за температури +20 °С, тверді та рідкі речовини умовно класифікують на *розчинні*, *малорозчинні* та *нерозчинні*.

Класифікація речовин за розчинністю

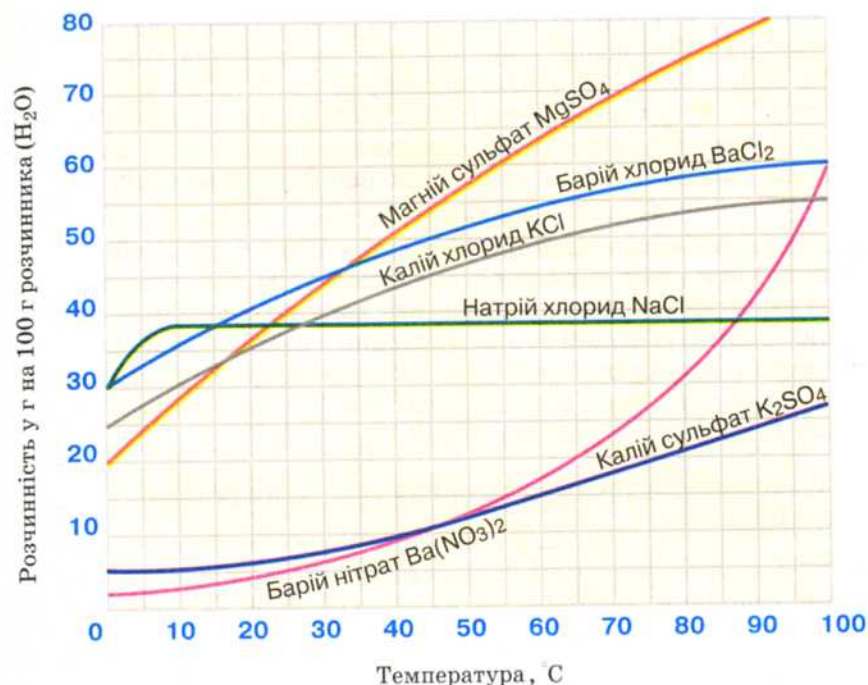


Визначивши розчинність основ, кислот і солей у воді за температури $+20\text{ }^{\circ}\text{C}$ — $+25\text{ }^{\circ}\text{C}$, уклали таблицю їх розчинності. Ознайомтеся з цією таблицею та її умовними позначеннями на форзаці 2 підручника. Надалі ви часто нею користуватиметеся.

Залежність розчинності від різних чинників. Розглянемо, як на розчинність речовин у воді впливають *температура* (для твердих і рідких речовин) та *тиск* (для газів).

Приклад 1. Вплив температури на розчинність твердих речовин. Для більшості твердих речовин розчинність збільшується зі збільшенням температури. Так, якщо за температури $+20\text{ }^{\circ}\text{C}$ розчинність калій нітрату становить 40 г, то за температури $+80\text{ }^{\circ}\text{C}$ у 100 г води розчиняється вже 140 г цієї солі. Добре відома та широкоживана кухонна сіль теж збільшує свою розчинність під час нагрівання, проте не на стільки, як калій нітрат. Так, розчинність кухонної солі за температури $+20\text{ }^{\circ}\text{C}$ дорівнює 35,9 г, а за температури $+100\text{ }^{\circ}\text{C}$ — 39,4 г. Проте трапляються тверді речовини, розчинність яких зі збільшенням температури зменшується, як це відбувається у літій карбонату. За малюнком 13 ознайомимося з розчинністю деяких інших речовин залежно від температури.

Для порівняння межі розчинності різних речовин у воді за різних температур скористаємося таблицею 1, в якій зазначено розчинність у грамах на 100 г води для деяких речовин.



Мал. 13. Залежність розчинності деяких твердих речовин від температури

Таблиця 1

Розчинність деяких речовин (у грамах на 100 г води)

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

Як видно з таблиці, кожна речовина залежно від температури характеризується певним значенням розчинності. Так, серед наведених речовин зі збільшенням температури помітно збільшується розчинність у воді калій броміду, тоді як зі зміною температури розчинність натрій хлориду змінюється неістотно. Розчинність кальцій сульфату з підвищенням температури зменшується.

Приклад 2. Вплив температури на розчинність газів. Розчинність газів з підвищенням температури зменшується. Пояснюється це тим, що нагрівання прискорює рух молекул, внаслідок чого частина з них залишає розчин. Тож, коли виникає потреба розчинити якомога більше газуватої речовини у певному об'ємі води, слід вдатися до охолодження, а не до нагрівання розчину.

Приклад 3. Вплив тиску на розчинність газів. У цьому випадку розчинність газу прямо пропорційна тиску, тобто, чим вищий тиск, тим більша розчинність. Усім вам добре відомі такі газовані напої, як мінеральна вода, кока-кола, лимонад тощо. Однією зі стадій їх виготовлення є насичення напоїв вуглекислим газом під тиском у кілька атмосфер. Коли ж пляшку відкритують, тиск всередині неї знижується, завдяки цьому відбувається енергійне виділення «зайвого» газу.

Зі зниженням тиску розчинність газуватих речовин у воді зменшується.

Отже, якщо є потреба у розчиненні більшого об'єму газуватої речовини, розчинення слід проводити за підвищеного тиску.



СТОРИНКА ПРИРОДОДОСЛІДНИКА

Завдання. 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.

ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- **Істинний розчин** — це однорідна суміш, у якій навіть за допомогою потужного мікроскопа не можна розгледіти частинки речовин.
- У розчині розрізняють два компоненти — *розчинник* та *розчинену речовину*. Серед компонентів розчину розчинником є той, що взятий у більшій кількості і має однаковий із розчином агрегатний стан.
- Здатність води розчиняти речовини з йонним та ковалентним полярним зв'язками зумовлена **полярністю** її молекул.
- **Водневий зв'язок** — це зв'язок між позитивно зарядженим атомом Гідрогену однієї молекули і негативно зарядженим атомом іншої чи тієї самої молекули.



СТОРИНКА ЕРУДИТА

Елемент однієї з Оксигеном підгрупи Сульфур також утворює летку водневу сполуку, що має однакову з водою загальну формулу R_2O та один тип хімічного зв'язку. Незважаючи на значну схожість складу та будови цих речовин, вода за кімнатної температури — рідина і добрий розчинник, а гідроген сульфід (сірководень) H_2S — газ, не здатний розчинити тверді та рідкі речовини.

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

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. За таблицею розчинності основ, кислот і солей з'ясуйте:
 - а) у якій з неорганічних кислот усі солі розчинні у воді;
 - б) у яких металічних елементів усі солі розчинні у воді.
2. Користуючись відомостями таблиці 1 (с. 25), обчисліть:
 - а) яка маса калій броміду випаде в осад, якщо 389,2 г насиченого за температури $+80^\circ C$ розчину охолодити до температури $+20^\circ C$;
 - б) яку масу натрій хлориду необхідно розчинити у 135,9 г насиченого за температури $+20^\circ C$ розчину, щоб виготовити насичений при $+100^\circ C$ розчин цієї речовини.
3. Наведіть по два приклади розчинних, малорозчинних та практично нерозчинних речовин — представників різних класів.
- 4*. Який тип хімічного зв'язку в молекулі вуглекислого газу? Чи здатна ця речовина утворювати диполі, якщо у просторі всі атоми розміщені на одній лінії, тобто валентний кут дорівнює 180° ? Відповідь обґрунтуйте.

§ 4 Поняття про дисперсні системи

З поняттям системи ви ознайомилися ще в курсі природознавства і знаєте, що *система* — це єдине ціле, утворене з

окремих частин (компонентів). Позбавлена однієї зі складових частин, система втрачає цілісність і припиняє існування.

Пригадайте, що прикладами *природних* систем є клітина, організм, екосистема (ліс, водойма тощо), *штучних* — автомобіль, годинник, сад, акваріум тощо.

У хімії розрізняють також **дисперсні системи**, компоненти яких дістали назву **фази**. Особливість дисперсних систем полягає в тому, що між їх компонентами існує поперхня поділу.

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

Одна з фаз утворює суцільне дисперсне середовище, в об'ємі якого рівномірно розподілені тверді частинки, краплі чи пухирці іншої фази, що дістала назву **дисперсної фази**.

Наприклад, у каламутній воді, що містить глину, тверді частинки глини є дисперсною фазою, а вода — дисперсним середовищем; у тумані дисперсна фаза — це частинки рідини, а дисперсне середовище — повітря; у молоці — частинки жиру є дисперсною фазою, а рідина — дисперсним середовищем. До дисперсних систем належать також дим, хмари, зубна паста, бетон, гума, пінопласт, кольорове скло тощо. Широкого вжитку набули штучно виготовлені дисперсні системи з газуватим дисперсним середовищем, або *аерозолі*. Це добре вам відомі лак для волосся, антистатика, дезодоранти тощо.

Дисперсним середовищем прийнято вважати речовину, вміст якої в дисперсній системі більший. Дисперсна фаза і дисперсне середовище можуть перебувати в однаковому або різних агрегатних станах (мал. 14).

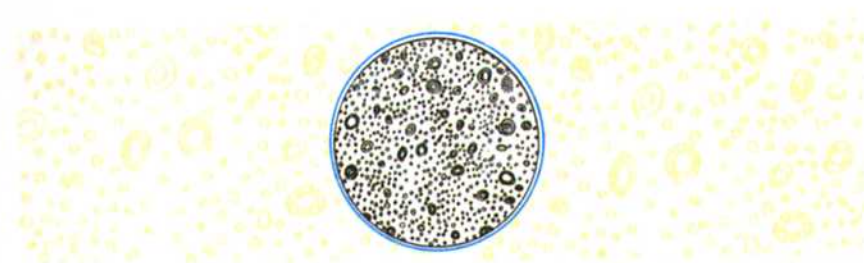
▲ *Поміркуйте й назвіть, що у наведених на малюнку 14 прикладах дисперсних систем є дисперсною фазою, а що — дисперсним середовищем.*

На відміну від істинних розчинів, частинки дисперсної фази мають такі розміри, що дають змогу виявити їх візуально або ж за допомогою оптичних приладів. Так, розглядаючи молоко в мікроскоп, можна побачити краплини жиру (мал. 15).

За ступенем подрібненості частинок дисперсні системи поділяють на **колоїдні розчини** і **суспензії**. Серед суспензій ще виокремлюють **емульсії** — дисперсні системи, в яких і дисперсна фаза, і дисперсне середовище є рідинами. Рідини у складі емульсії не змішуються між собою, а розміри частинок дисперсної фази близькі до їх розмірів у суспензіях. Прикладами емульсій є молоко, шампуні, креми для обличчя, деякі рідкі ліки, соки рослин, нафта.



Мал. 14. Приклади дисперсних систем



Мал. 15. Краплина молока під мікроскопом

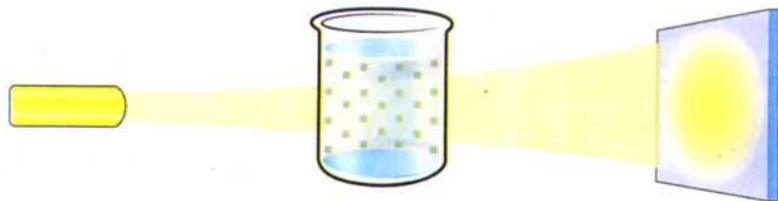
На схемі 8 подано класифікацію дисперсних систем, а в дужках зазначено розміри частинок дисперсної фази в нанометрах ($1 \text{ нм} = 10^{-9} \text{ м}$).

Схема 8

Класифікація дисперсних систем за розміром частинок дисперсної фази



Частинки *колоїдних розчинів*, як і істинних розчинів, проходять крізь пори фільтра, тому ці дисперсні системи містять у



Мал. 16. Розсіювання світла колоїдними частинками розчину

своїй назві слово «розчин». Проте розмір частинок дисперсної фази в них, на відміну від молекул чи йонів істинних розчинів, такий, що дає змогу розгледіти їх у мікроскоп. Колоїдні розчини також можна виявити, якщо їх освітлювати збоку. Так, якщо в темряві спрямувати промінь світла на колоїдний розчин (мал. 16), колоїдні частинки стають видимими і розчин видається каламутним (через розсіювання світла частинками дисперсної фази). Пояснюється це тим, що хоча частинки дисперсної фази колоїдних розчинів і малі, щоб їх побачити візуально, проте вони достатньо великі, щоб відбивати світло та створювати світловий промінь. У фізиці це явище відоме як ефект Тіндалля (названо на честь англійського фізика Джона Тіндалля, який його відкрив і пояснив).

Колоїдні розчини відіграють важливу роль у життєдіяльності організмів — цитопlasма клітин, плазма крові є колоїдними розчинами. У промисловості колоїдні розчини використовують у виробництві штучних волокон, дубленні шкіри, фарбуванні тканин та 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.



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, цукрової та інших галузях промисловості.

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

Поняття про суспензії. Суспензії — це дисперсні системи з розміром частинок дисперсної фази понад 100 нм, тому їх можна бачити або візуально, або в мікроскоп. Прикладом суспензії є малярські фарби, пасти для чищення посуду, косметичні маски та скраби тощо. Каламутна дощова вода, що містить видимі візуально частинки ґрунту, — це теж суспензія. Якщо набрати її у склянку і дати певний час постояти, то на дні склянки утвориться шар осаду. Однак рідина ще кілька днів залишатиметься трохи каламутною, оскільки деякі тверді частинки продовжуватимуть перебувати в товщі рідини.

Частинки дисперсної фази суспензії затримуються паперовим фільтром. Цим можна скористатися, щоб виявити суспензію.



СТОРИНКА ПРИРОДОДОСЛІДНИКА

Завдання 1. Повторивши дослідження, відоме в науці як ефект Тіндалля, дослідним шляхом з'ясуйте, які із зазначених сумішей є істинними розчинами, а які — колоїдними: столовий оцет, водний розчин яєчного білка, розбавлений водою крохмальний клейстер, компот, водний розчин канцелярського (силікатного) клею, розчин кухонної солі у воді.

Завдання 2. Розпізнайте наведені у завданні 1 розчини, скориставшись промокальним папером. Він є найпростішим прикладом напівпроникних мембран, які пропускають молекули та йони істинного розчину і затримують колоїдні частинки.

ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- Дисперсна система складається з подрібнених частинок однієї речовини (*дисперсної фази*), розподілених у середовищі іншої речовини (*дисперсному середовищі*).
- Дисперсні системи поділяються на суспензії та колоїдні розчини.
- Суспензії містять частинки речовини, що видимі візуально.
- Розміри частинок дисперсної фази колоїдних розчинів менші, ніж у суспензій, але більші, ніж у істинних розчинів. Їх не видно візуально, але можна бачити у промені світла.
- Емульсії — дисперсні системи, в яких і дисперсна фаза і дисперсне середовище є рідинами.



СТОРИНКА ЕРУДИТА

Однією з важливих характеристик колоїдних розчинів є *стійкість* — здатність зберігати постійний розмір частинок і рівномірний розподіл по всьому об'єму дисперсного середовища.

Збільшення розмірів частинок дисперсної фази — *коагуляція* — призводить до перетворення колоїдного розчину на драглисту масу — *гель* — або до випадання дисперсної фази в осад. Щоб затримати процес коагуляції, застосовують спеціальні речовини, які мають загальну назву *емульгатори*.

Як ми вже знаємо, колоїдна хімія вивчає процеси утворення і руйнування дисперсних систем, а також їх характерні властивості, зумовлені поверхневими явищами на межі дисперсної фази і дисперсного середовища. Завдяки досягненням цієї галузі хімії набули поширення способи підвищення стійкості колоїдних розчинів та керування процесами коагуляції.

Знання з колоїдної хімії потрібні фармацевтам, фахівцям з геології, харчової промисловості, з виробництва паперу, лаків, фарб, цегли та ін. Виготовлення вершкового масла, майонезу, йогуртів, дитячого харчування — це лише окремі приклади практичного застосування знань про колоїдні розчини та дисперсні системи.

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Скористайтеся здобутими відомостями про істинні, колоїдні розчини та суспензії, щоб у зошиті заповнити таку таблицю:

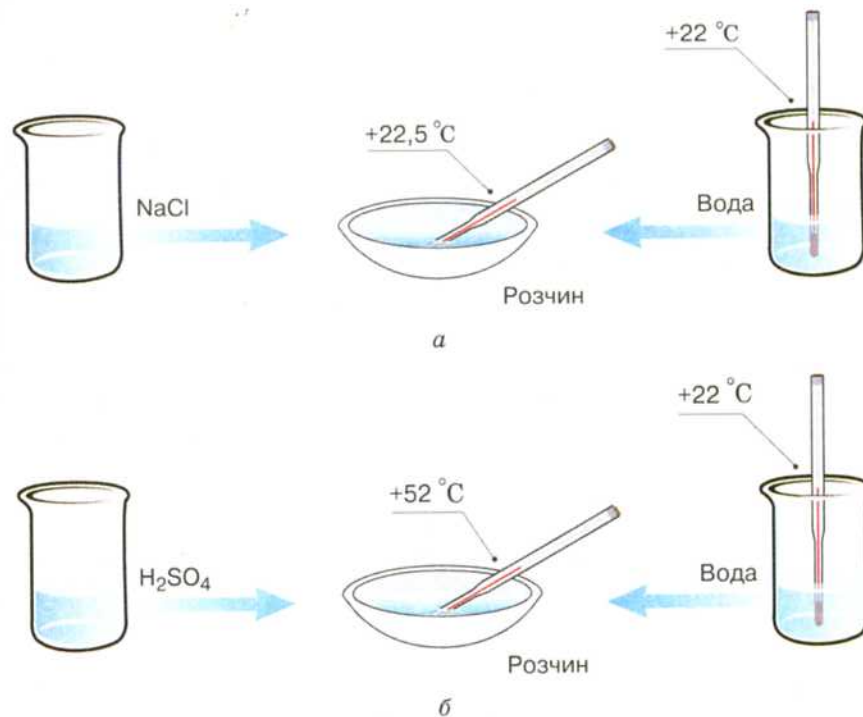
Характерні ознаки	Істинний розчин	Колоїдний розчин	Суспензія
Розмір частинок			
Можливість виявлення оптичними приладами			
Можливість виявлення візуально			
Проникнення частинок крізь паперовий фільтр			

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

3*. Користуючись додатковими інформаційними джерелами (див. список на с. 218), підготуйте розповідь про значення та використання істинних розчинів і дисперсних систем.

§ 5 Теплові явища, що супроводжують розчинення речовин

Із природознавства та фізики вам відомо, що явища, пов'язані з нагріванням і охолодженням тіл, називаються **тепловими** і що теплота передається від більш нагрітого тіла до менш



Мал. 17. Теплові явища під час розчинення речовин у воді: а — натрій хлориду; б — сульфатної кислоти

нагрітого. Досить часто тепловими явищами супроводжуються світлові, електричні, механічні, хімічні явища.

▲ *Подумайте і наведіть приклади таких явищ.*

Теплові явища і розчинення речовин у воді. Чи відбуваються теплові явища під час розчинення речовин у воді? Для відповіді на поставлене запитання виконаємо досліди.

Дослід 1. Зважимо 20 г кухонної солі та помістимо її у посудину для подальшого виготовлення розчину (мал. 17, а). Доллемо 100 мл води, попередньо вимірявши її температуру. Вміст посудини перемішаємо скляною паличкою, щоб сіль швидше розчинилася, після чого знову виміряємо температуру (тепер це вже буде температура не розчинника, а утвореного розчину) і побачимо, що вона майже не відрізняється від температури води, взятої для виготовлення розчину.

Дослід 2. Візьмемо 100 мл води (температура нам уже відома) та **обережно** додамо 5 мл концентрованої сульфатної кислоти (**в жодному разі не навпаки!**). Перемішаємо розчин скляною паличкою та виміряємо його температуру — порівняно з температурою води вона виявиться набагато вищою (мал. 17, б).

Дослід 3. Проведемо його, як і попередніх два досліді, але розчинятимемо сіль амоній хлорид NH_4NO_3 масою 20 г. Термометр зафіксує істотне зниження температури порівняно з температурою розчинника.

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

- температура розчину і температура розчинника, взятого для його виготовлення, близькі за значенням;
- температура розчину порівняно з температурою розчинника, взятого для його виготовлення, значно вища;
- температура розчину порівняно з температурою розчинника, взятого для його виготовлення, значно нижча.

Щоб пояснити зазначене, розглянемо фізико-хімічну суть процесу розчинення.

Фізико-хімічна суть процесу розчинення. У попередньому параграфі ви з'ясували, що під час розчинення натрій хлориду у воді спочатку дипольні молекули води руйнують цілісність кристалів солі, після чого вивільнені йони в оточенні кількох полярних молекул розчинника потрапляють у розчин та вільно в ньому переміщуються. Цей процес за енергетичними витратами умовно можна поділити на два етапи. *Перший* — подолання притягання катіонів та аніонів у кристалі — супроводжується затратами енергії і є *фізичним процесом*. *Другий* — взаємодія йонів розчиненої речовини з полярними молекулами розчинника — супроводжується виділенням теплоти і є *хімічним процесом*.

У разі, коли розчинником є вода, взаємодію йонів розчиненої речовини з її молекулами називають **гідратацією**, а утворені сполуки — **гідратами**.

Отже, розчинення речовин — це **фізико-хімічне явище**.

Сума теплового ефекту фізичного та хімічного явищ у проведених дослідіх з розчинення речовин виявилася різною. У першому досліді кількість теплоти, що витрачалася на руйнування кристалів, і кількість теплоти, що виділялася внаслідок гідратації, були приблизно однаковими, тому температура розчину відрізнялася від температури води неістотно. У другому досліді відбулося сильне розігрівання розчину за рахунок того, що енергетичні затрати на руйнування ковалентного полярного зв'язку в молекулах сульфатної кислоти виявилися значно меншими, ніж теплота, що виділилася внаслідок подальшої гідратації утворених йонів. *Пояснить, чому істотно знизилася температура розчину в третьому досліді.*

Поняття про кристалогідрати. Більшість гідратів є нестійкими сполуками, після випаровування води вони розпадаються. Це відбувається тому, що внаслідок випарювання розчинів

електростатичне притягання між частинками розчиненої речовини і розчинника може втрачатись, і після повного випаровування води знов утворюються кристали речовини, взятої для розчинення (якщо розчинена речовина кристалічної будови).

Проте трапляється, що після випарювання розчину кристали речовини містять **гідратовані йони**, тобто йони, що зберегли зв'язок з молекулами води. Так, у мідного купоросу кристалічна ґратка містить не звичайні, а гідратовані йони Купруму — так називають йони Cu^{2+} , кожний з яких оточений молекулами води. Тож склад мідного купоросу передається формулою $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Про те, що безводний купрум(II) сульфат і утворений з нього кристалогідрат — різні речовини, свідчить хоча б той факт, що безводний купрум(II) сульфат білого кольору, тоді як мідний купорос — блакитного.

Існують інші речовини, що містять **кристалізаційну воду**, тобто воду, яка після випарювання розчину перейшла до складу кристалів твердої речовини. Це залізний купорос $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, гіпс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, глауберова сіль $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ тощо.

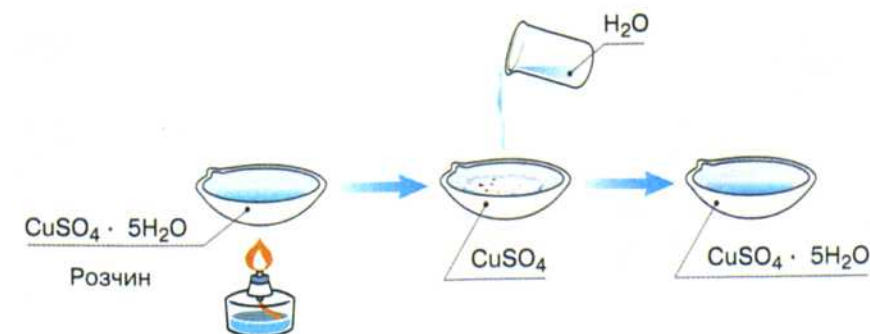
Відносна молекулярна та молярна маси кристалогідратів, як і будь-яких інших речовин, обчислюються як сума відносних атомних мас елементів, що входять до їх складу, наприклад:

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

$$\text{або } M_r(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot A_r(\text{Na}) + A_r(\text{S}) + 4 \cdot A_r(\text{O}) + 10 \cdot 2 \cdot A_r(\text{H}) + 10 \cdot A_r(\text{O}) = 2 \cdot 23 + 32 + 4 \cdot 16 + 10 \cdot 2 \cdot 1 + 10 \cdot 16 = 322.$$

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

Кристалогідрати утворюються за умови, якщо випарювання здійснювалося за помірної температури і було припинено, щойно вода випарувалася. Якщо ж утворений кристалогідрат піддати подальшій термічній дії, кристалізаційна вода з нього випарується, і він перетвориться на безводну речовину (мал. 18).



Мал. 18. Взаємоперетворення мідного купоросу $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ і купрум(II) сульфату



СТОРІНКА ПРИРОДОДОСЛІДНИКА

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

ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- Розчинення речовин у воді — фізико-хімічний процес. Фізичний бік цього процесу полягає в тому, що під впливом полярних молекул розчинника структурні частинки розчиненої речовини — йони (якщо вона йонної будови) чи молекули (якщо розчинена речовина молекулярної будови) дифундують у розчин. Цей процес супроводжується поглинанням теплоти. Хімічний бік полягає у взаємодії частинок розчиненої речовини (йонів, молекул) з молекулами розчинника і супроводжується виділенням теплоти.
- Залежно від того, якою є різниця між теплотою, що поглинається, та теплотою, що виділяється, розчинення речовин може супроводжуватися підвищенням або зниженням температури розчину.
- Кристалізаційною називають воду, яка після випарювання розчину перейшла до складу кристалів твердої речовини.
- Кристалогідрати можна розглядати як продукт хімічної взаємодії розчиненої речовини з водою, виділений з розчину випарюванням в умовах помірного нагрівання. Кристалогідратами є залізний купорос $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, глауберова сіль $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, гіпс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ та деякі інші речовини.



СТОРІНКА ЕРУДИТА

Видатні вчені М. В. Ломоносов та Д. І. Менделєєв значну увагу приділяли дослідженню розчинів. Так, Михайло Ломоносов досліджував виділення і поглинання теплоти внаслідок розчинення речовин, залежність розчинності речовин від температури. Йому належить встановлення факту замерзання розчинів за нижчої температури, ніж чисто розчинника, а також ідея виготовлення охолоджувальних сумішей.

Дмитро Менделєєв увійшов в історію хімії не лише як відкривач періодичного закону та розробник періодичної системи хімічних елементів, а й як автор *гідратної теорії*. Ця теорія доводить, що утворення гідратів — важлива ознака процесу розчинення речовин у воді. Розробкою хімічної теорії розчинів Дмитро Іванович поклав початок фізико-хімічному аналізу, електрохімії неводних розчинів.

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

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. На конкретному прикладі поясніть суть процесу розчинення речовин у воді.

2. Наведіть приклади зниження та підвищення температури розчину порівняно з температурою розчинника під час розчинення речовин у воді.

3. Чи можна вважати розчинення речовин у воді лише механічним подрібненням?

4. Обчисліть молярну масу залізного купоросу та масову частку води в ньому.

5*. Тверду кристалічну речовину синього кольору кобальт(II) хлорид розчинили у воді й одержали рожевий розчин. Висловіть припущення, чому так сталося.

§ 6 Кількісний склад розчину. Виготовлення розчинів

Як ви вже з'ясували, розчини мають довільний склад. Тож можна виготовити багато розчинів із різним вмістом тієї самої розчиненої речовини в межах її розчинності у 100 г розчинника за конкретних умов.

Вислови «розчин кухонної солі або цукру у воді», «розчин фарби в ацетоні» тощо дають уявлення про якісний склад розчинів, тобто про те, з яких речовин їх виготовлено. А яким чином можна виразити кількісний склад розчину?

Масова частка розчиненої речовини в розчині. Щоб дізнатися про кількісний склад розчину, вдаються до математичних обчислень, зокрема до обчислення масової частки речовини в розчині.

Масова частка розчиненої речовини в розчині w (читається дубль-ве) — це відношення маси розчиненої речовини (m_1) до маси розчину (m_2).

Обчислюють масову частку речовини в розчині в частках від одиниці:

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

або у відсотках:

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

Пригадайте, що густина води $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/см}^3$, або 1 г/мл , тому числове значення об'єму води збігається з її масою: $m(\text{H}_2\text{O}) = \rho \cdot V = 1 \text{ г/мл} \cdot 1 \text{ мл} = 1 \text{ г}$.

Скористаємося цими формулами та обчислимо масову частку деяких речовин у розчині.

Приклад 1. Обчисліть масову частку натрій хлориду в розчині, виготовленому із солі масою $5,85 \text{ г}$ і води об'ємом $94,15 \text{ мл}$.

Дано:
$m(\text{NaCl}) = 5,85 \text{ г}$
$V(\text{H}_2\text{O}) = 94,15 \text{ мл}$
$w(\text{NaCl}) = ?$

Розв'язання

$$w(\text{NaCl}) = \frac{m_{\text{NaCl}}}{m_{\text{розчину}}} \cdot 100\% = \frac{5,85 \text{ г}}{(5,85 + 94,15) \text{ г}} \cdot 100\% = 5,85\%$$

Приклад 2. Обчисліть масову частку натрій хлориду в розчині, виготовленому із солі масою 4 г і води об'ємом 46 мл .

Дано:
$m(\text{NaCl}) = 4 \text{ г}$
$V(\text{H}_2\text{O}) = 46 \text{ мл}$
$w(\text{NaCl}) = ?$

Розв'язання

$$w(\text{NaCl}) = \frac{m_{\text{NaCl}}}{m_{\text{розчину}}} = \frac{4 \text{ г}}{(46 + 4) \text{ г}} = 0,08, \text{ або } 8\%$$

Відтепер ви знаєте, що вміст розчиненої речовини в розчині характеризується не її загальною масою, а масовою часткою, тобто числом, що показує, яку частку від загальної маси розчину становить маса розчиненої речовини.

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:

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

Приклад 3. Обчисліть масу калій гідроксиду, що міститься в розчині масою 60 г , якщо масова частка лугу в ньому дорівнює $0,02$.

Дано:
$m_{\text{розчину}} = 60 \text{ г}$
$w(\text{KOH}) = 0,02$
$m(\text{KOH}) = ?$

Розв'язання

Проведемо обчислення за формулою (3):

$$m_{\text{розчиненої речовини}} = w \cdot m_{\text{розчину}} \\ m(\text{KOH}) = 0,02 \cdot 60 = 12 \text{ (г)}$$

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:

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

Приклад 4. Яку масу водного розчину сульфатної кислоти з масовою часткою цієї речовини $0,15$ можна виготовити з кислоти масою 30 г та який об'єм води знадобиться для цього?

Дано:
$w(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,15$
$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 30 \text{ г}$
$m(\text{водн. розч. H}_2\text{SO}_4) = ?$
$m(\text{H}_2\text{O}) = ?$

Розв'язання

1. Проведемо обчислення маси розчину за формулою:

$$m_{\text{розчину}} = \frac{m_{\text{розчиненої речовини}}}{w}$$

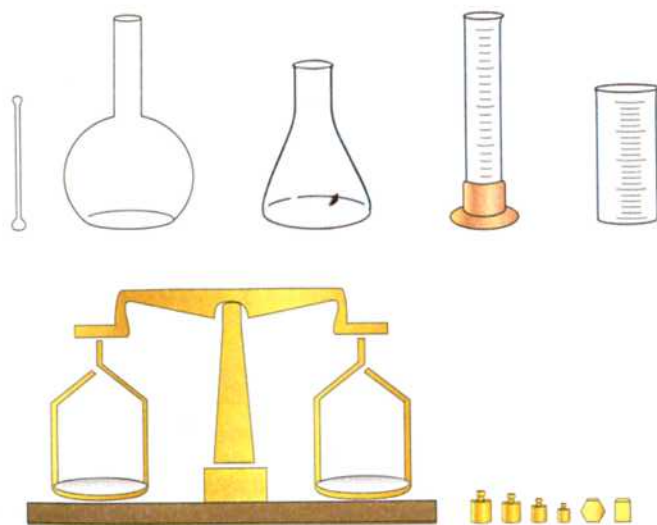
$$m_{\text{розчину}} = 30 : 0,15 = 200 \text{ г.}$$

2. Обчислимо масу води, необхідну для виготовлення цього розчину:

$$200 \text{ г} - 30 \text{ г} = 170 \text{ г.}$$

Оскільки густина води дорівнює 1 г/мл, то об'єм води дорівнюватиме 170 мл.

Виготовлення розчину. Для виготовлення розчину з певною масовою часткою розчиненої речовини потрібні: розчинювана речовина, розчинник, посудина для виготовлення розчину, ложка для помішування чи скляна паличка, терези, різноважки, мірний посуд (мал. 19).


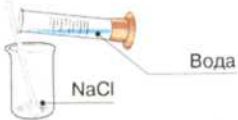



Мал. 19. Обладнання та посуд, що використовуються для виготовлення розчину з певною масовою часткою розчинюваної речовини

Перед виготовленням розчину проводять обчислення маси розчинюваної речовини та об'єму розчинника. Розглянемо це на конкретному прикладі.

Приклад 5. Виготовити 200 г розчину натрій хлориду з масовою часткою солі 15 %.

План виготовлення розчину

Послідовність роботи	Обчислення
1. Обчислюємо масу солі	$m_{\text{солі}} = 0,15 \cdot 200 = 30 \text{ (г)}$
2. Обчислюємо масу розчинника	$m_{\text{води}} = m_{\text{розч.}} - m_{\text{солі}} = 200 - 30 = 170 \text{ (г)}$, або 170 мл
3. Зважуємо 30 г солі (це приблизно одна столова ложка) і поміщаємо у посудину (колбу, стакан) місткістю понад 170 мл	
4. Мірним циліндром відміряємо 170 мл води та обережно по паличці для перемішування виливаємо її у посудину з сіллю	
5. Для прискорення розчинення солі перемішаємо суміш скляною паличкою	

Зверніть увагу! У кожному з обчислень, розглянутих у цьому параграфі, масова частка розчиненої речовини мала додатне значення і була меншою від одиниці, або меншою від 100 %. Скільки обчислень масової частки розчиненої речовини ви не проводили б, це завжди справджуватиметься.

Слід зазначити, що між агрегатним станом розчиненої речовини й агрегатним станом водного розчину є відмінності. Зокрема розчини, виготовлені з твердих розчинюваних речовин, мають, як і розчинник, рідкий агрегатний стан. Друга відмінність розчинів полягає в тому, що розчинена тверда речовина непрозора, а розчин — прозорий. Густина водних розчинів завжди вища від густини розчинника, тобто більша за 1 г/см³, а температура кипіння — вища від +100 °С. Замерзають водні розчини за температури, нижчої від 0 °С.

На практиці інколи виникає потреба досягти швидкого розчинення твердої речовини та рівномірного розподілу її частинок по всій масі розчину. Для цього речовину подрібнюють, і в такий спосіб збільшують поверхню стикання полярних молекул води з частинками розчиненої речовини; розчинення проводять у теплій чи гарячій воді.



СТОРІНКА ПРИРОДОДОСЛІДНИКА

Завдання. Дослідіть вплив розчиненої речовини на швидкість випаровування води з розчину.

Обладнання та речовини: вода, кухонна сіль, мірний посуд, терези, столова ложка, склянка або чашка, дві однакові неглибокі тарілки.

Порядок дій:

1. У 50 мл води розчиніть 1 чайну ложку солі.
2. Виготовлений розчин вилийте в одну з тарілок.
3. У другу тарілку налейте 50 мл води.
4. Обидві тарілки поставте поруч і простежте за тривалістю випаровування води.

Одночасно чи ні випарувалася вода з обох тарілок?

Поясніть результати спостереження та сформулюйте висновок.

ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- Одним зі способів кількісного вираження вмісту розчиненої речовини в розчині є обчислення її масової частки в ньому.
- **Масова частка** розчиненої речовини в розчині — це відношення маси розчиненої речовини до маси всього розчину.
- Масова частка — це безрозмірна величина, яка завжди є додатним, меншим за одиницю або за 100 % числом.
- За довільного складу розчину можна виготовити розчини тієї самої речовини з різною її масовою часткою, однак вміст розчиненої речовини в кожному з них не буде більшим від величини її розчинності за конкретних умов.
- Виготовлення розчину з певною масовою часткою розчиненої речовини полягає у послідовному виконанні таких дій: обчислення маси розчинюваної речовини і маси розчинника; зважування твердої розчинюваної речовини, відмірювання мірним посудом рідкої розчинюваної речовини й необхідного об'єму розчинника; перенесення розчинюваної речовини та розчинника у посудину для виготовлення розчину.



СТОРІНКА ЕРУДИТА

Розчини можна виготовляти з кристалогідратів, тобто речовин, що містять у своєму складі кристалізаційну воду. Визначаючи кількісний склад такого розчину, обчислюють масову частку безводної речовини, тобто кристалізаційну воду не беруть до уваги. Чому? Тому що під час розчинення вона збільшує вміст розчинника. Наприклад, необхідно обчислити масову частку розчиненої речовини у розчині, виготовленому з мідного купоросу масою 25 г і води об'ємом 175 мл.

Вочевидь загальна маса розчину становитиме 200 г (25 + 175), але розчиною речовиною в ньому буде купрум(II) сульфат, а не кристалогідрат. Обчислимо, яка маса купрум(II) сульфату міститься в розчині. Для цього:

1) обчислюємо відносну молекулярну та молярну маси мідного купоросу:

$$M_r(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 64 + 32 + 4 \cdot 16 + 5 \cdot (2 \cdot 1 + 16) = 250,$$

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

2) обчислюємо кількість речовини мідного купоросу у взятій для виготовлення розчину порції:

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

3) обчислюємо кількість речовини купрум(II) сульфату у порції мідного купоросу кількістю речовини 0,1 моль:

з хімічної формули мідного купоросу видно, що його 1 моль містить 1 моль купрум(II) сульфату й 5 моль води. Тож $\nu(\text{CuSO}_4) = \nu(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 0,1$ моль;

4) обчислюємо масу купрум(II) сульфату кількістю речовини 0,1 моль, попередньо з'ясувавши, що молярна маса купрум(II) сульфату становить 160 г/моль:

$$m(\text{CuSO}_4) = \nu \cdot M = 0,1 \cdot 160 = 16 \text{ (г);}$$

5) обчислюємо масову частку купрум(II) сульфату в розчині:

$$w(\text{CuSO}_4) = \frac{m_1 \text{ (розч. реч.)}}{m_2 \text{ (розчину)}} = 16 \text{ г} : 200 \text{ г} = 0,08, \text{ або } 8 \text{ \%}.$$

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Як можна виразити кількісний склад розчину?
2. 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?
3. За текстом параграфа складіть порівняльну таблицю фізичних властивостей розчину і води як чистої речовини.
4. Як можна прискорити розчинення речовини у воді?
5. Обчисліть масову частку сульфатної кислоти в розчині, виготовленому з 30 г кислоти і 270 мл води. Якою стане масова частка сульфатної кислоти в розчині, якщо долити ще 300 мл води?
6. Один учень для виготовлення розчину використав 27 г цукру і 123 мл води, а інший — 36 г цукру і 168 мл води. Чий розчин вийшов солодшим?
- 7*. Запропонуйте, як, маючи розчин з певною масовою часткою розчиненої речовини, збільшити її масову частку в розчині і як — зменшити.

§ 7 Обчислення масової частки розчиненої у воді газуватої чи рідкої речовини

Щоб застосовувати розчини для різних потреб, необхідно вміти обчислювати вміст розчиненої речовини в них, масу чи об'єм розчинника, масу всього розчину. А оскільки розчини виготовляють не лише з твердих, а й рідких та газуватих речовин, розглянемо, як обчислюється масова частка газуватої розчиненої речовини в таких розчинах на прикладі хлороводню, водний розчин якого вам добре відомий як хлоридна кислота, та сульфатної кислоти, що є маслянистою рідиною з густиною $1,84 \text{ г/см}^3$ і в будь-яких відношеннях змішується з водою.

Приклад 1. Обчислити масову частку розчиненої речовини у хлоридній кислоті, виготовленій розчиненням гідроген хлориду об'ємом $44,8 \text{ л (н.у.)}$ у воді об'ємом 427 мл .

<p>Дано: $V(\text{HCl}) = 44,8 \text{ л (н.у.)}$ $V(\text{H}_2\text{O}) = 427 \text{ мл}$</p> <hr/> <p>$w(\text{HCl}) = ?$</p>	$v = \frac{m}{M} \quad v = \frac{V}{V_m}$ $\frac{m}{M} = \frac{V}{V_m} \quad m = \frac{M \cdot V}{V_m}$ $M_r(\text{HCl}) = A_r(\text{H}) + A_r(\text{Cl}) = 1 + 35,5 = 36,5$ $M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ г/моль}$
---	--

Розв'язання

Для обчислення масової частки розчиненої речовини мають бути відомі маса розчиненої речовини та маса розчинника.

1) Маса води зазначена в умові задачі, тому обчислюємо масу розчиненого гідроген хлориду:

$$m(\text{HCl}) = \frac{M(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})}{V_m} = \frac{36,5 \cdot 44,8}{22,4} = 73 \text{ (г);}$$

2) за відомою масою гідроген хлориду обчислюємо його масову частку в розчині:

$$w(\text{HCl}) = \frac{73}{73 + 427} = 0,146, \text{ або } 14,6 \%$$

Приклад 2. Обчислити масову частку сульфатної кислоти в розчині, виготовленому з безводної сульфатної кислоти об'ємом 20 мл , що має густиною $1,84 \text{ г/см}^3$, і води об'ємом $363,2 \text{ мл}$.

Дано:

$$V(\text{H}_2\text{SO}_4) = 20 \text{ мл, або } 20 \text{ см}^3$$

$$\rho(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,84 \text{ г/см}^3$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 363,2 \text{ мл, або } 363,2 \text{ г}$$

$$w(\text{H}_2\text{SO}_4) = ?$$

$$V = \frac{m}{\rho} \quad m = \rho \cdot V$$

Розв'язання

1) Обчислюємо масу сульфатної кислоти за формулою $m = \rho \cdot V$:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,84 \text{ г/см}^3 \cdot 20 \text{ см}^3 = 36,8 \text{ г};$$

2) обчислюємо масу розчину за відомими масами його компонентів:

$$m_{\text{р-ну}} = 36,8 \text{ г} + 363,2 \text{ г} = 400 \text{ г};$$

3) обчислюємо масову частку сульфатної кислоти в утвореному розчині за формулою $w = \frac{m_{\text{розч.реч.}}}{m_{\text{розчину}}}$:

$$w(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{36,8 \text{ г}}{400 \text{ г}} = 0,094, \text{ або } 9,4 \%$$

◆ Тут, як і в попередньому прикладі, можна обійтися без другої дії, а в знаменнику записати масу розчину як суму мас розчиненої речовини і розчинника.

Приклад 3. Обчисліть, який об'єм гідроген сульфід (сірководню) витрачається за нормальних умов для виготовлення сульфідної кислоти масою 200 г , якщо вміст розчиненої речовини в ньому дорівнює $1,7 \%$.

Дано:

$$m_{\text{розчину}} = 200 \text{ г}$$

$$w(\text{H}_2\text{S}) = 1,7 \%, \text{ або } 0,017$$

$$V(\text{H}_2\text{S}) = ?$$

$$w = \frac{m_{\text{розч. речовини}}}{m_{\text{розчину}}}$$

$$V = v \cdot V_m$$

$$M_r(\text{H}_2\text{S}) = 2 \cdot 1 + 32 = 34$$

$$M(\text{H}_2\text{S}) = 34 \text{ г/моль}$$

Розв'язання

Щоб обчислити об'єм газу, необхідно знати його молярну масу, масу і кількість речовини. Наведені в задачі дані про масу розчину та масову частку розчиненої речовини в ньому дають змогу спершу визначити масу гідроген сульфід.

1) Обчислюємо масу гідроген сульфід за формулою $m_{\text{розч. речовини}} = w \cdot m_{\text{розчину}}$:

$$m(\text{H}_2\text{S}) = 0,017 \cdot 200 = 3,4 \text{ (г.)}$$

2) Обчислюємо кількість речовини гідроген сульфіді:

$$\nu(\text{H}_2\text{S}) = \frac{3,4}{34} = 0,1 \text{ (моль)}$$

3) Обчислюємо об'єм гідроген сульфіді за нормальних умов:

$$V(\text{H}_2\text{S}) = \nu \cdot V_m = 2,24 \text{ (л)}$$

◆ Дії 2 та 3 можна об'єднати в одну, якщо скористатися формулою

$$V = \frac{m \cdot V_m}{M} :$$

$$V(\text{H}_2\text{S}) = \frac{3,4 \cdot 22,4}{34} = 2,24 \text{ (л)}$$

Приклад 4. Обчисліть об'єм сульфатної кислоти (густина $1,838 \text{ г/см}^3$), необхідний для виготовлення розчину масою 400 г з масовою часткою розчиненої речовини 20% .

Дано:

$$\rho(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,838 \text{ г/см}^3$$

$$m_{\text{р-ну}} \text{H}_2\text{SO}_4 = 400 \text{ г}$$

$$w(\text{H}_2\text{SO}_4) = 20 \%, \text{ або } 0,2$$

$$V(\text{H}_2\text{SO}_4) = ?$$

Розв'язання

1) Обчислюємо масу сульфатної кислоти у розчині:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,2 \cdot 400 = 80 \text{ (г)}$$

2) обчислюємо об'єм сульфатної кислоти масою 80 г :

$$V(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m}{\rho} = \frac{80}{1,838} = 43,53 \text{ (см}^3\text{)}, \text{ або } 43,53 \text{ мл}$$

Задачі, в яких обчислюють масову частку розчиненої речовини, належать до *прямих задач*. Задачі, у яких масова частка розчиненої речовини відома, а необхідно обчислити масу всього розчину чи масу розчинника (приклади 3 і 4), називають *оберненими*.

ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- Щоб обчислити масову частку розчиненої речовини в розчині, необхідно знати масу розчиненої речовини і масу розчину.

- Якщо для виготовлення розчину використовують газувату речовину і її об'єм відомий, то спершу слід обчислити масу цієї речовини.
- Якщо для виготовлення розчину використовують речовину, що перебуває у рідкому агрегатному стані, і її об'єм та густина відомі, то слід скористатися формулою $m = \rho \cdot V$ та обчислити масу розчиненої речовини.



СТОРІНКА ЕРУДИТА

Вода — доволі активна речовина, що реагує з багатьма іншими речовинами. Тож бувають випадки, коли, розчиняючи у воді якусь речовину, дістають розчин, де розчиненою речовиною є продукт взаємодії цієї речовини з водою. Так, натрій при потраплянні у воду реагує з утворенням луку, а сульфур(VI) оксид утворює сульфатну кислоту. Ці приклади показують, що перш ніж приступати до обчислення масової частки речовини у водному розчині, слід звернути увагу на її можливість взаємодіяти з розчинником. Наприклад, необхідно обчислити масову частку розчиненої речовини в розчині, виготовленому з натрію масою $9,2 \text{ г}$ і води об'ємом 91 мл .

Запишемо умову задачі скорочено:

Дано:

$$m(\text{Na}) = 9,2 \text{ г}$$

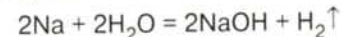
$$V(\text{H}_2\text{O}) = 91,2 \text{ мл, або } m(\text{H}_2\text{O}) = 91,2 \text{ г}$$

$$w_{\text{реч.}} = ?$$

$$w_{\text{реч.}} = \frac{m_{\text{розч. реч.}}}{m_{\text{розчину}}}$$

Перш ніж приступати до математичних обчислень, з'ясуємо хімічний бік задачі.

Вода взаємодіє з натрієм, і продуктами реакції є дві речовини — натрій гідроксид та водень:



Натрій гідроксид добре розчиняється у воді, тому після завершення реакції він буде розчиненою речовиною утвореного розчину. Водень погано розчиняється у воді, легший за повітря, тому він виділяється з розчину.

Частина води витратиться на проведення хімічної реакції, решта — стане розчинником для утвореного луку. Обчислювати кожен частину води немає потреби, оскільки масу утвореного розчину можна розглядати як суму мас натрію і води, з якої вирахована маса водню, що виділився (мал. 20):

$$m_{\text{розчину}} = m(\text{Na}) + m(\text{H}_2\text{O}) - m(\text{H}_2)$$

Розв'язання

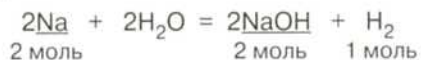
1) Обчислимо кількість речовини натрію, що прореагував:

$$\nu(\text{Na}) = 9,2 : 23 = 0,4 \text{ (моль)}$$



Мал. 20. Взаємодія металічного натрію з водою

2) обчислимо кількість речовини натрій гідроксиду, що утворився. З рівняння реакції:



видно, що $\nu(\text{NaOH}) = \nu(\text{Na})$, отже, $\nu(\text{NaOH}) = 0,4$ моль;

3) обчислимо масу натрій гідроксиду, що утворився:

$$M_r(\text{NaOH}) = 23 + 16 + 1 = 40; M(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль};$$

$$m(\text{NaOH}) = \nu \cdot M = 0,4 \text{ моль} \cdot 40 \text{ г/моль} = 16 \text{ г};$$

4) обчислимо кількість речовини водню, що утворився в реакції та виділився з розчину. З рівняння видно, що $\nu(\text{H}_2) = \nu(\text{Na}) : 2$,

$$\nu(\text{H}_2) = 0,4 : 2 = 0,2 \text{ моль};$$

5) обчислимо масу водню кількістю речовини 0,2 моль:

$$M_r(\text{H}_2) = 1 \cdot 2 = 2; M(\text{H}_2) = 2 \text{ г/моль};$$

$$m(\text{H}_2) = \nu \cdot M = 0,2 \cdot 1 = 0,2 \text{ (г)};$$

6) обчислимо масу утвореного розчину:

$$m_{\text{р-ну}} = m(\text{Na}) + m(\text{H}_2\text{O}) - m(\text{H}_2) = 9,2 \text{ г} + 91,2 \text{ г} - 0,4 \text{ г} = 100 \text{ г};$$

7) обчислимо масову частку лугу в розчині:

$$w(\text{NaOH}) = 16 \text{ г} : 100 \text{ г} = 0,16, \text{ або } 16 \text{ \%}.$$

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Обчисліть масу води у розчині масою 50 г з масовою часткою магній сульфату 10 %.

2. Порівняйте масові частки розчиненої речовини у хлоридній кислоті масою 200 г, виготовленій з:

- гідроген хлориду масою 40 г;
- гідроген хлориду кількістю речовини 4 моль;
- гідроген хлориду об'ємом 44,8 л (н.у.).

3. Який об'єм гідроген броміду (н.у.) необхідно розчинити у воді, щоб виготовити бромідну кислоту масою 250 г з масовою часткою розчиненої речовини 24,3 %?

4. Якою буде масова частка нітратної кислоти в розчині, виготовленому з води об'ємом 169,56 мл і безводної нітратної кислоти об'ємом 20 мл, що має густину 1,522 г/см³?

5*. Обчисліть масову частку сульфатної кислоти в розчині, для виготовлення якого у воді об'ємом 1 л розчинили сульфур(VI) оксид масою 240 г.

§ 8 Виготовлення розчину солі з певною масовою часткою розчиненої речовини. Практична робота 1

Відтепер ви маєте достатньо знань про розчини та їх склад, обізнані з тим, які математичні обчислення слід здійснити, щоб виготовити розчин з певним вмістом розчиненої речовини. Ви також спостерігали, як на одному з уроків учитель демонстрував виготовлення розчину твердої речовини. Вміння виготовляти розчини важливі у повсякденному житті та практичній діяльності працівників багатьох спеціальностей, одну з яких, цілком можливо, ви оберете після закінчення школи. Виконавши *практичну роботу 1 «Виготовлення розчину солі з певною масовою часткою розчиненої речовини»*, завдання якої вміщені в рубриці «Сторінка природодослідника», ви закріпите теоретичні знання про розчини та матимете нагоду розвивати практичні вміння щодо виготовлення розчинів.



СТОРІНКА ПРИРОДОДОСЛІДНИКА

Практична робота 1. Виготовлення розчину солі з певною масовою часткою розчиненої речовини

Завдання 1. Виготовте розчин масою 40 г з масовою часткою натрій хлориду 10 %.

Завдання 2. Виготовте розчин магній сульфату з масовою часткою розчиненої речовини 16 %, використавши для цього сіль масою 8 г.

Завдання 3. Виготовте розчин цукру з масовою часткою розчиненої речовини 30 %, використавши для цього воду об'ємом 60 мл.

Завдання 4*. Виготовте розчин з масовою часткою купрум(II) сульфату 12,8 %, використавши для цього мідний купорос масою 10 г.

Завдання 5*. З порції питної соди кількістю речовини 0,2 моль виготовте розчин з масовою часткою цієї речовини 4,1 %.

Ознайомившись зі змістом завдань, самостійно сформулюйте мету практичної роботи, складіть перелік приладів і речовин, необхідних для її виконання. Виконайте завдання, здобуті результати оформіть у зошиті у вигляді таблиці:

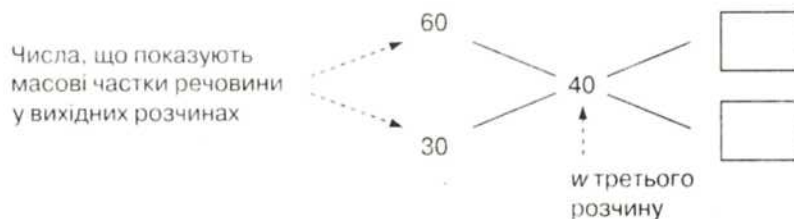
№ пор.	Зміст завдання	План виконання завдання	Результат
1			
2			
3			



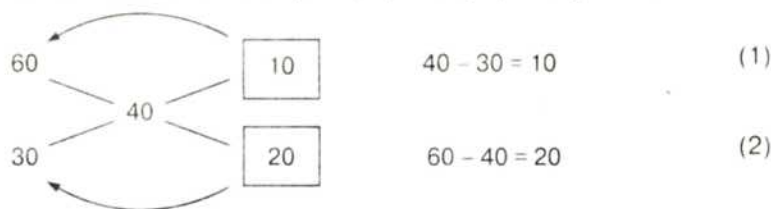
У практиці виготовлення розчинів трапляються випадки, коли розчин виготовляють змішуванням двох розчинів тієї самої речовини з різною її масовою часткою в кожному з них. Як і виготовлення будь-якого розчину, змішування двох розчинів розпочинають з математичних обчислень. Розглянемо їх.

Завдання. Виготовте розчин масою 600 г з масовою часткою оцтової кислоти 40 %, маючи розчини цієї речовини з масовими частками кислоти 60 % і 30 %.

Щоб виконати це завдання, необхідно знайти співвідношення розчинів з масовими частками розчиненої речовини 60 % та 30 %.



З числами, розміщеними на одній лінії, виконаємо арифметичну дію віднімання: від більшого числа віднімаємо менше, а одержаний результат запишемо на іншому кінці прямої у прямокутники:



Проведені обчислення та схема вказують на те, що змішуванням 10 г розчину з *w* розчиненої речовини 60 % і 20 г розчину з *w* 30 % виготовляють

$$10 + 20 = 30 \text{ (г) розчину з } w \text{ 40 \% .} \quad (3)$$

За умовою задачі необхідно виготовити розчин з масовою часткою розчиненої речовини 40 % масою 600 г. Дізнаємося, у скільки разів маса цього розчину більша, ніж 30 г:

$$600 \text{ г} : 30 \text{ г} = 20. \quad (4)$$

Маса кожного розчину має бути також у 20 раз більшою:

$$10 \text{ г} \cdot 20 = 200 \text{ г;} \quad (5)$$

$$20 \text{ г} \cdot 20 = 400 \text{ г.} \quad (6)$$

В і д п о в і д ь: для виготовлення розчину масою 600 г з масовою часткою оцтової кислоти 40 % необхідно до розчину масою 200 г з масовою часткою цієї речовини 60 % додати розчин масою 400 г з масовою часткою кислоти 30 %.

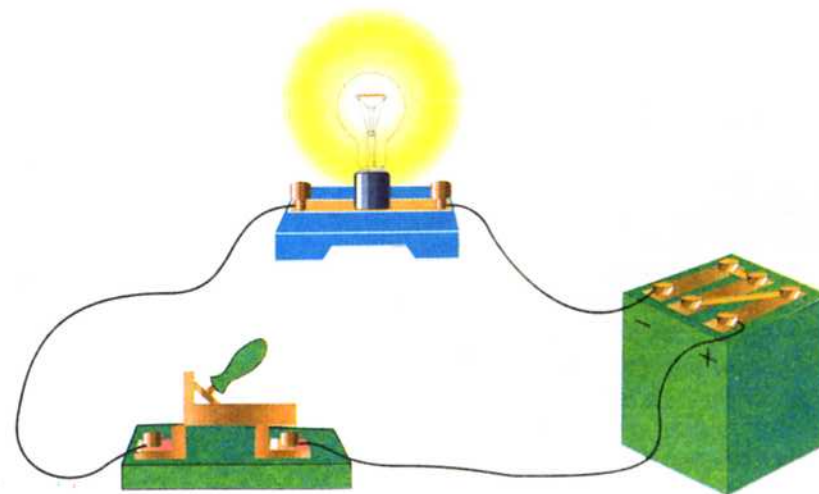
1. Поцікавтесь у мами чи бабусі, скільки кухонної солі вони беруть на 1 л води при консервуванні: а) огірків; б) помідорів. Обчисліть масову частку розчиненої речовини в кожному з розчинів.

2. Поцікавтесь у мами чи бабусі, скільки цукру вони беруть на 1 л води, готуючи компот. Обчисліть масову частку цукру в такому розчині.

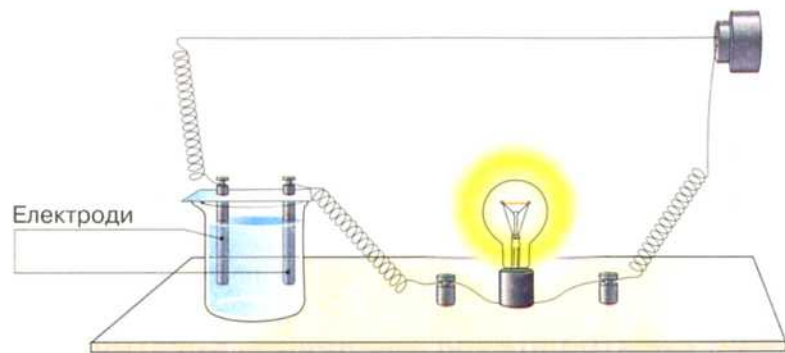
3. Обчисліть масову частку цукру в чаї, який ви зазвичай п'єте.

§ 9 Електролітична дисоціація. Електроліти та неелектроліти

Пригадайте, як на уроках природознавства і фізики вам демонстрували електричне коло. Ви бачили, що лампочка світилася лише тоді, коли воно було *замкнене* (мал. 21). Як видно з малюнка, головними елементами електричного кола є *джерело електричного струму* (наприклад, батарейка, акумулятор, електростанція), дроти, по яких передається струм, *вимикач*. **Електричний струм** є нічим іншим, як спрямованим рухом заряджених частинок. У дротах, якими передається струм в електричному колі, такими зарядженими частинками є вільні *електрони*. Вони з'явилися внаслідок того, що частина електронів зовнішнього енергетичного рівня атомів металу, з якого виготовлені дроти, втрачає зв'язок з ядрами своїх атомів. Якщо коло незамкнене, ці електрони хаотично рухаються в масі металу. Після того як коло замкнули, їх рух набуває спрямованого характеру і лампочка загоряється. За цим самим



Мал. 21. Замкнене електричне коло



Мал. 22. Прилад для визначення електропровідності

принципом електричний струм надходить до люстр, прасок, холодильників тощо, коли ми їх вмикаємо.

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

Скористаємося приладом для визначення електропровідності розчинів (мал. 22). Він діє за принципом електричного кола, проте замість вимикача має 2 стержні (електроди), виготовлені з електропровідного матеріалу. Електроди на кілька сантиметрів віддалені один від одного, тобто коло в цьому місці незамкнене. З'ясуємо дослідним шляхом, чи забезпечують проходження електричного струму тверді речовини — натрій хлорид та цукор, дистильована вода, розчини натрій хлориду і цукру, хлоридна кислота.

Дослід 1. Під'єднаємо прилад до джерела струму й електродами доторкнемося до кристалічної кухонної солі, якою на 1/4 наповнимо скляний стакан. Лампочка не загоряється.

Дослід 2. Електроди приладу зануримо у скляний стакан, наполовину заповнений дистильованою водою. Лампочка теж не загоряється.

Дослід 3. Половину дистильованої води з досліду 2 обережно ввіллємо у стакан з кухонною сіллю, перемішаємо речовини скляною паличкою, після чого у розчин зануримо електроди. Лампочка відразу загоряється і не гасне доти, доки електроди торкаються розчину. Тобто електричне коло приладу в цьому досліді замкнулося. Як тільки електроди виймемо з розчину, лампочка відразу гасне.

Дослід 4. Електродами приладу доторкнемося до кристалів цукру, яким на 1/4 наповнимо скляний стакан. Лампочка не загоряється.

Дослід 5. Другу половину дистильованої води з досліду 2 обережно ввіллємо у стакан з цукром, перемішаємо речовини

скляною паличкою, після чого в розчин зануримо електроди приладу. Лампочка не загоряється.

Дослід 6. Електроди приладу зануримо у скляний стакан, на 1/4 наповнений хлоридною кислотою. Лампочка загоряється. Це свідчить про те, що електричне коло замкнулося.

Проведені досліді показали, що розчин натрій хлориду та хлоридна кислота (вам відомо, що це розчин гідроген хлориду у воді) проводять електричний струм, а тверді речовини натрій хлорид і цукор, дистильована вода та розчин цукру електричного струму не проводять.

Результати експерименту свідчать, що у досліді 3 і 6 створювався спрямований рух заряджених частинок й електричне коло замикалося, а в інших — ні. Що саме забезпечило замкненість електричного кола в досліді з розчином кухонної солі й хлоридної кислоти та чому лампочка не горіла при доторканні електродів до кристалічної солі чи при зануренні їх у дистильовану воду? Адже під час вивчення процесу розчинення речовин у воді навіть не йшлося про те, що він супроводжується появою вільних електронів!

Результати численних подібних дослідів дали змогу шведському вченому Сванте Арреніусу знайти відповідь на поставлені запитання.

Сванте Арреніус
(1859—1927)

Шведський фізико-хімік. У 1886 р. працював у Ризькому політехнічному інституті в лабораторії німецького фізико-хіміка В. Ф. Оствальда.

Один із засновників фізичної хімії. Основні наукові праці присвячені вченню про розчини і швидкості хімічних реакцій. У 1884 р. сформулював висновок про самочинний розпад солей у розчині на заряджені частинки — йони, тобто висунув ідею про електролітичну дисоціацію.

Член академій наук і наукових товариств багатьох країн.



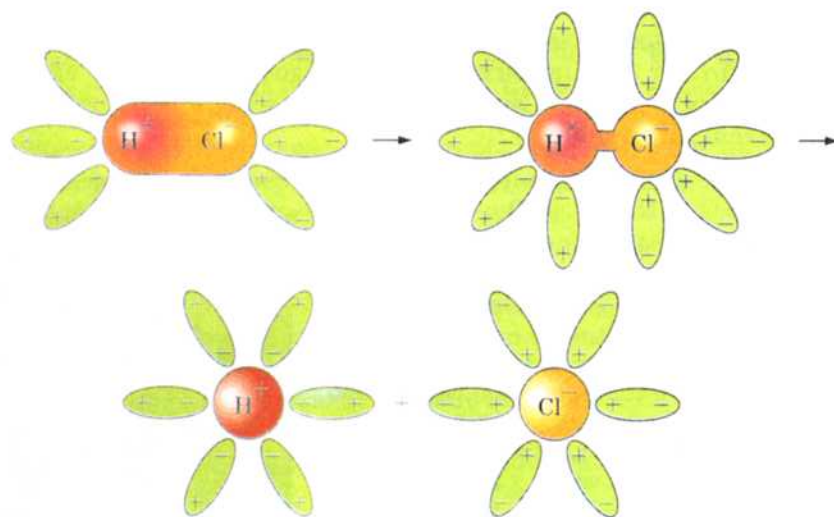
Ви вже знаєте, що під час розчинення речовин у воді полярні молекули води притягують йони або молекули, що перебувають у вузлах кристалічної ґратки розчиненої речовини, і якщо це притягання перевищує силу притягання йонів (молекул) у кристалі, речовина розчиняється. Так, розчиняючись у воді, натрій хлорид розпадається на катіони Натрію та аніони Хлору. (Пригадайте матеріал § 3 і малюнок 12.) Під впливом електричного струму хаотичний рух йонів стає впоряд-

кованим: позитивно заряджені йони рухаються до негативно зарядженого електрода **катода**, а негативно заряджені йони — до позитивно зарядженого **анода**. Це й забезпечило електропровідність розчину натрій хлориду у досліді 3.

За назвою електродів, до яких спрямований рух йонів, йони називаються **катіонами** та **аніонами**.

Цукор — речовина молекулярної будови і в розчині перебувають молекули, а вони, як відомо, електронейтральні, тому під час дослідження електропровідності розчину в проміжку між електродами коло залишалося незамкненим і лампочка не загорялася.

Залишається з'ясувати, звідки з'явилися заряджені частинки в розчині гідроген хлориду, який має ковалентний полярний зв'язок, а не йонний. С. Арреніус дав цьому таке пояснення. Молекули речовин з ковалентним сильнополярним зв'язком під впливом диполів води *іонізуються*, тобто розпадаються на йони і переходять в розчин у вигляді гідратованих йонів (мал. 23).



Мал. 23. Схема електролітичної дисоціації полярної молекули гідроген хлориду в розчині

Як видно з малюнка, спільна електронна пара, що забезпечувала існування ковалентного полярного зв'язку між атомами Гідрогену і Хлору, під впливом диполів води повністю переходить до атома Хлору, внаслідок цього утворюються катіон Гідрогену H^+ та аніон Хлору Cl^- . Поява в розчині йонів H^+ і Cl^- замкнула електричне коло між електродами — і лампочка у досліді 6 світилася.

Кожний електроліт, дисоціюючи, утворює два види йонів —

позитивно заряджені катіони та негативно заряджені аніони. Проте розчин залишається електронейтральним.

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

Електролітична дисоціація речовин з йонним хімічним зв'язком у розплавах пояснюється тим, що під впливом високої температури зв'язки у кристалічній ґратці руйнуються і в розплаві йони можуть вільно рухатися. Як і в розчинах, цей рух хаотичний, але з підключенням до електричного кола він стає спрямованим.

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 ковалентним сильнополярним та з йонним зв'язками. Це кислоти, солі, основи.

Щоб відбулася електролітична дисоціація речовин, позначених у таблиці розчинності основ, кислот, солей літерою «Р» (форзац 2), достатньо розчинити їх у воді.

У твердому стані електроліти струму не проводять, хоча у вузлах кристалічної ґратки розміщені йони. Для того щоб електроліти стали провідниками струму, необхідно забезпечити йонам вільне переміщення. Водні розчини речовин надають їм такої здатності. Такої самої здатності електроліти набувають і в розплаві.

Неелектроліти — це речовини, водні розчини чи розплави яких не проводять електричного струму.

Прикладами неелектролітів є неорганічні речовини з ковалентним неполярним зв'язком, наприклад рідкий кисень чи водень, фосфор чи сірка, багато органічних речовин, зокрема використаний у проведених дослідах цукор (*сахароза*).

ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- Електролітична дисоціація — це розпад речовин у розплаві чи розчині на вільні й досить рухомі йони. Плавленням йонних кристалів долаються електростатичні сили притягання йонів, ґратка руйнується, і йони вільно рухаються.

- У водних розчинах руйнування кристалічної ґратки йонних сполук чи перетворення сильно полярного ковалентного зв'язку на йонний відбувається під впливом полярних молекул води.
- Дисоціюючи, речовина розпадається на два типи йонів: позитивно заряджені **катиони** й негативно заряджені **аніони**, що хаотично рухаються в розчині чи розплаві. У розчині позитивні заряди катіонів зрівноважені негативними зарядами аніонів, тому розчин в цілому електронейтральний.
- Електролітичній дисоціації підлягають речовини з йонним та деякі — з ковалентним сильно полярним хімічними зв'язками. Їх молекули під впливом диполів води *йонізуються*, тобто розпадаються на йони і переходять у розчин у вигляді гідратованих йонів.
- Під дією електричного струму хаотичний рух йонів стає впорядкованим: позитивно заряджені йони (катиони) рухаються до негативно зарядженого електрода — *катода*, а негативно заряджені йони (аніони) — до позитивно зарядженого — *анода*.
- За здатністю речовин проводити електричний струм у розчині чи розплаві розрізняють **електроліти** та **неелектроліти**.

Електроліти — це речовини, що піддаються електролітичній дисоціації і тому проводять електричний струм. *Неелектроліти* — це речовини, що не піддаються електролітичній дисоціації і не проводять електричного струму.

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

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. Як за допомогою приладу для визначення електропровідності розчинів розпізнати серед двох твердих білого кольору речовин цукор і натрій карбонат?
4. Чому барій хлорид, маючи у своєму складі катиони Барію та аніони Хлору, в твердому стані не проводить електричного струму, а його розчин є електропровідним?
5. Чим ви поясните, що колодязна або артезіанська вода, на відміну від дистильованої, проводить електричний струм?
- 6*. Складіть план розпізнавання двох зовні схожих та розчинних у воді речовин, одна з яких належить до електролітів, а друга — до неелектролітів.

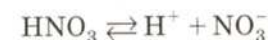
§ 10 Електролітична дисоціація кислот, основ, солей у водних розчинах. Ступінь дисоціації. Сильні й слабкі електроліти

Вам відомо, що під дією полярних молекул розчинника або високої температури електроліти розпадаються (дисоціюють) на вільні йони, які внаслідок дифузії хаотично переміщуються. Але це не означає, що в розчині чи розплаві між протилежно зарядженими йонами відсутнє взаємне притягання і на певний час між деякими з них не відбувається *асоціація* — процес, протилежний дисоціації. Окрім цього, після випаровування води з розчину електроліту, охолодження розплаву йони втрачають здатність до переміщення і заповнюють вузли кристалічної ґратки у кристалі. Тому дисоціацію речовин на йони прийнято виражати рівнянням електролітичної дисоціації, що є *оборотним*. Наприклад, електролітичну дисоціацію натрій хлориду відображає таке рівняння електролітичної дисоціації:



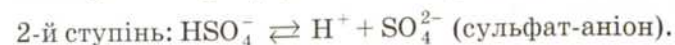
Розглянемо електролітичну дисоціацію кислот, основ, солей у водному розчині.

Дисоціація кислот. Розчинні у воді кислоти дисоціюють на катиони Гідрогену та аніони кислотного залишку:

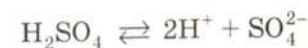


У рівняннях електролітичної дисоціації кислот спрощено записують H^+ , хоча в розчині йони Гідрогену гідратовані й точніше було б писати H_3O^+ . Цей йон називають **катионом гідроксонію**.

Багатоосновні кислоти дисоціюють *ступінчасто* (поступово) з послідовним відщепленням кожного з йонів Гідрогену. Розглянемо ступінчасту дисоціацію сульфатної кислоти.



Сумарне рівняння електролітичної дисоціації сульфатної кислоти буде таким:



Зверніть увагу! У рівняннях електролітичної дисоціації, як і в будь-якому хімічному рівнянні, пишуть коефіцієнти. Вони потрібні для того, щоб зрівняти суму позитивних зарядів

катионів і суму негативних зарядів аніонів, адже розчин загалом електронейтральний.

Як бачимо, для розглянутих випадків електролітичної дисоціації кислот спільним є утворення катионів Гідрогену. Отже, можна дати таке визначення кислот:

кислоти — це електроліти, що дисоціюють з утворенням катионів Гідрогену та аніонів кислотного залишку.

Дисоціація основ. Розчинні у воді основи (луги) дисоціюють на катіони металічного елемента та гідроксид-аніони OH^- :



Із розглянутих прикладів зробимо висновок, що спільними йонами, на які дисоціюють луги, є гідроксид-аніони OH^- . Зважаючи на це, можна дати таке визначення основ:

основи — це електроліти, що дисоціюють з утворенням катионів металічного елемента та гідроксид-аніонів.

Пригадайте, як під час вивчення хімічних властивостей кислот та основ ви з'ясували, що кислоти і луги діють на індикатори, змінюючи їх колір. Тепер вам стає зрозуміло, які йони в розчині всіх без винятку кислот змінюють колір лакмусу на червоний, а метилового оранжевого — на рожевий.

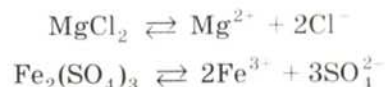
Зміна кольору індикаторів у розчині кислот зумовлена наявністю в них катионів Гідрогену (H^+). Загальні властивості розчинів кислот зумовлені наявністю в них катионів Гідрогену.

У розчинах лугів безбарвний фенолфталеїн змінює забарвлення на малинове, метиловий оранжевий — на жовте, а лакмус — на синє.

Зміна кольору індикаторів у розчині лугів зумовлена наявністю в них гідроксид-аніонів (OH^-). Загальні властивості розчинів основ також зумовлені наявністю цих аніонів.

Пересвідчитись у достовірності цієї інформації вам допоможе виконання лабораторного дослідження 1, вміщеного в рубриці «Сторінка природодослідника».

Дисоціація солей. Розчинні у воді солі дисоціюють на катіони металічного елемента та аніони кислотного залишку:



Солі — це електроліти, що дисоціюють з утворенням катионів металічного елемента та аніонів кислотного залишку.

Користуючись таблицею розчинності (див. другий форзац), легко визначити, на які саме йони дисоціює електроліт.

Ступінь електролітичної дисоціації. Сильні й слабкі електроліти. Кількісним показником електролітичної дисоціації є *ступінь електролітичної дисоціації α* (альфа):

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

Ступінь електролітичної дисоціації виражається в частках від одиниці, або у відсотках, і показує, який відсоток формульних одиниць розчиненої речовини перейшов у розчин. Наприклад, ступінь дисоціації 0,7, або 70 % означає, що 70 % розчиненої речовини перебуває в розчині у дисоційованому стані, тоді як 30 % речовини залишилися недисоційованими.

За величиною ступеня дисоціації електроліти поділяють на три групи — **сильні, слабкі та середньої сили.**

Сильними вважаються електроліти, ступінь дисоціації яких 30 і більше відсотків. До них належать розчинні солі, луги й такі кислоти, як нітратна, сульфатна, хлоридна тощо. Особливістю сильних електролітів є те, що навіть у концентрованих розчинах вони перебувають у дисоційованому стані. Про наявність недисоційованих молекул у розчинах сильних електролітів припускають лише умовно. Тому рівняння їх електролітичної дисоціації можна записувати зі знаком « \rightleftharpoons » замість « \rightleftharpoons ».

До електролітів середньої сили відносять речовини зі значенням $3\% < \alpha < 30\%$. Прикладом середньої сили електролітів є ортофосфатна кислота, сульфатна кислота.

Слабкі електроліти під час розчинення у воді лише частково дисоціюють на йони ($\alpha < 3\%$). Слабкими електролітами є більшість органічних та деякі неорганічні кислоти, наприклад H_2CO_3 , H_2S . Дуже слабким електролітом є вода — з 1 млн її молекул лише одна перебуває в дисоційованому стані.

Сила електролітичної дисоціації залежить від різних чинників. Насамперед від природи речовин. Так, речовини йонної будови (солі, луги), що добре розчиняються у воді, практично всі є сильними електролітами. На ступінь дисоціації слабких електролітів впливає їх вміст у розчині — з розбавленням розчину ступінь електролітичної дисоціації збільшується. Переконалися в цьому можна на такому досліді. У розчині з великою масовою часткою оцтової кислоти (концентрованому) лампочка приладу для визначення електропровідності розчинів лише жевріє. Якщо ж у розчин додати воду, то лампочка світить яскравіше, що є доказом збільшення вмісту йонів у розчині.

Це пояснюється тим, що в розбавленому розчині ймовірність зіткнення та асоціації йонів менша, ніж у концентрованому. А чим більше вільних йонів у розчині, тим електропровідність вища.

Пояснення властивостей водних розчинів електролітів у 1887 р. першим запропонував шведський учений Сванте Арреніус. Воно увійшло в науку як *теорія електролітичної дисоціації*. Вченого було відзначено у 1903 р. Нобелівською премією.



СТОРІНКА ПРИРОДОДОСЛІДНИКА

Лабораторний дослід 1. Виявлення катіонів Гідрогену та гідроксид-аніонів у розчині. (Перелік обладнання та речовин укладіть самостійно.)

Завдання 1. Налийте в одну пробірку близько 2 мл хлоридної кислоти та випробуйте її індикатором кислого середовища. Як змінився колір індикатору чи індикаторного папірця?

Завдання 2. Налийте в другу пробірку близько 2 мл іншої кислоти та випробуйте її тим самим індикатором. Як змінився колір індикатору?

Зробіть висновок: а) чи дає змогу цей індикатор виявити кисле середовище розчину; б) чи можна цим індикатором розпізнати дві різні кислоти.

Завдання 3. Налийте в третю пробірку близько 2 мл натрій гідроксиду та випробуйте його одним із індикаторів лужного середовища. Як змінився колір індикатору?

Завдання 4. Налийте в четверту пробірку близько 2 мл розчину іншого лугу та випробуйте його тим самим індикатором. Як змінився колір індикатору?

Зробіть висновок: а) чи дає змогу цей індикатор виявити лужне середовище розчину; б) чи можна цим індикатором розпізнати два різних луги?

Завдання 5. Набуті теоретичні знання та практичні вміння застосуйте для розпізнавання у трьох пробірках без етикеток води, розчину кислоти й розчину лугу.

ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- **Кислоти** — це електроліти, що дисоціюють з утворенням катіонів Гідрогену та аніонів кислотного залишку.
- **Основи** — це електроліти, що дисоціюють з утворенням катіонів металічного елемента та гідроксид-аніонів.
- **Солі** — це електроліти, що дисоціюють з утворенням катіонів металічного елемента та аніонів кислотного залишку.
- Характерні хімічні властивості основних класів неорганічних сполук зумовлені наявністю в речовин одного класу однакового виду йонів.
- **Ступінь електролітичної дисоціації (α)** — кількісний показник електролітичної дисоціації, обчислений як відношення числа формульних одиниць розчиненої речовини, що розпалися на йони, до їх загального числа до дисоціації. 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**.



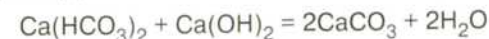
СТОРІНКА ЕРУДИТА

Кислі солі (продукт неповного заміщення у молекулі кислоти атомів Гідрогену на атоми металічного елемента), на відміну від середніх солей, дисоціюють ступінчасто:

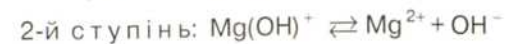
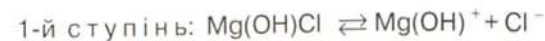


У назві кислих солей вказують наявність Гідрогену: KHSO_3 — калій гідрогенсульфат.

Кислі солі можна перетворити на середні, діючи на них відповідною основою, наприклад:



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



В обох випадках за першою стадією дисоціації кисла чи основна сіль повністю розпадається на йони, тоді як дисоціація за другою стадією відбувається незначною мірою.

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. На які йони дисоціюють кислоти, основи, солі? Наведіть приклади.

2. Які з перелічених речовин дисоціюють у водному розчині: натрій сульфат, барій сульфат, нітратна кислота, ферум(III) оксид, літій гідроксид, купрум(II) гідроксид? Напишіть рівняння їх електrolітичної дисоціації.

3. Назвіть йони, які є спільними у продуктах електrolітичної дисоціації: а) лугу та солі того самого металічного елемента; б) кислоти та її солі. Наведіть приклади.

4. Чим сильний електrolіт відрізняється від слабого?

5*. У чому полягає помилка дослідника, який у посудину з безводною сульфатною кислотою додав індикатор і, не виявивши зміни кольору, зробив висновок, що рідина в посудині не є кислотою?

§ 11 Реакції обміну між розчинами електrolітів, умови їх перебігу. Йонні рівняння

Реакції обміну між двома електrolітами, що перебувають у розчиненому стані, відбуваються миттєво. Переконаємося в цьому, виконавши досліди.

Дослід 1. У хімічний стакан, на 1/4 наповнений розчином натрій сульфату, долємо стільки ж розчину барій хлориду (мал. 24).



Мал. 24. Реакція йонного обміну між натрій сульфатом і барій хлоридом

Спостерігаємо, як відразу утворився білий осад (у хімії прийнято називати осадом будь-яке помутніння). Невдовзі частинки білого нерозчинного у воді продукту реакції осядуть на дно стакану, а над ними залишиться прозорий розчин.

Яка речовина випала в осад? Щоб відповісти на це запитання, напишемо рівняння реакції та перевіримо за таблицею розчинності основ, кислот і солей розчинність у воді кожного з утворених продуктів реакції:



З таблиці розчинності бачимо, що барій сульфат нерозчинний у воді, а натрій хлорид — розчинний. Отже, утворений осад є барій сульфатом. Щоб вказати, що це нерозчинна у воді речовина, в рівнянні реакції після формули речовини ставлять стрілку; спрямовану вниз (\downarrow).

Щойно ми розглянули та зрівняли молекулярне рівняння реакції обміну між двома солями в розчині.

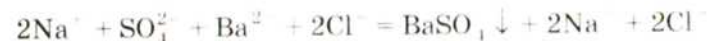
Молекулярним називають рівняння реакції, в якому записи, що стосуються складу речовин, подано хімічними формулами.

Для хімічних реакцій, що відбуваються в розчині, окрім молекулярних рівнянь реакцій, записують ще повні та скорочені йонні рівняння.

Повне йонне рівняння — це рівняння, в якому замість хімічних формул електrolітів записані йони, на які ці речовини дисоціюють у розчині.

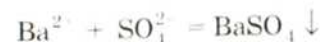
Повні йонні рівняння пишуть на основі молекулярних з обов'язковим урахуванням коефіцієнтів. Щоб не помилитися при написанні йонних рівнянь реакцій, слід користуватися таблицею розчинності й не забувати, що в рівняннях реакції коефіцієнт перед формулою стосується й катіона, й аніона.

Напишемо повне йонне рівняння щойно проведеної хімічної реакції, врахувавши, що три речовини (натрій сульфат, барій хлорид, натрій хлорид) в ньому є електrolітами, а одна речовина (барій сульфат) — неелектrolіт:



Як бачимо, кожна з формул електrolіту зображено в дисоційованій формі, причому розчин до і після реакції електroneйтральний, бо як у лівій, так і в правій частинах рівняння загальна сума зарядів катіонів дорівнює загальній сумі зарядів аніонів.

Зверніть увагу: до реакції і після неї наявні однакові йони. Це катіони Натрію та аніони Хлору. Проведемо скорочення однакових йонів у лівій і правій частинах повного йонного рівняння й дістанемо скорочене йонне рівняння:



Хоча у повному йонному рівнянні спочатку записаний сульфат-аніон, а не катіон Барію, загальноприйнято розпочинати скорочені йонні рівняння записом катіонів.

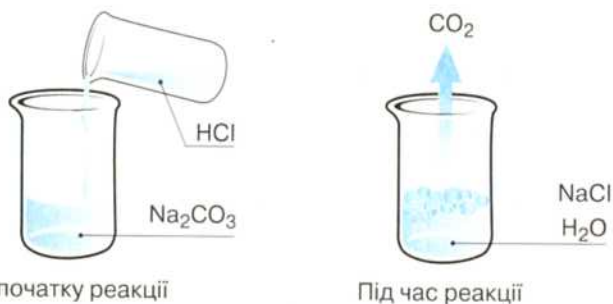
Скорочене йонне рівняння — це рівняння, що відображає утворення з йонів недисоційованого у воді продукту (продуктів) реакції.

Оскільки скорочене йонне рівняння відображає процес асоціації, то в ньому, на відміну від рівняння електролітичної дисоціації, ставиться знак «=», а не « \rightleftharpoons ».

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

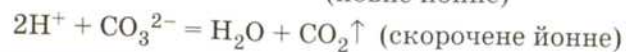
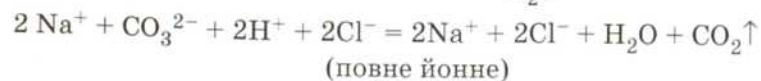
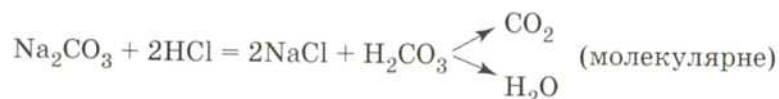
Продовжимо досліджувати реакції обміну між двома електролітами, що перебувають у розчиненому стані, та виконаємо наступний дослід.

Дослід 2. У хімічний стакан, на 1/4 наповнений розчином натрій карбонату, долемо удвічі менший об'єм хлоридної кислоти (мал. 25). Відразу ж спостерігається бурхливе виділення газуватої речовини. Піднесений до отвору стакану запалений сірник гасне. Отже, виділяється вуглекислий газ.



Мал. 25. Реакція йонного обміну між натрій карбонатом і хлоридною кислотою

Запишемо молекулярне, повне йонне та скорочене йонне рівняння реакції:

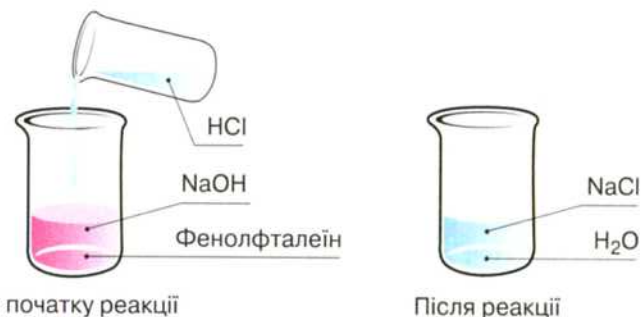


Виділення газу є однією з умов перебігу реакцій обміну між розчинами електролітів.

Розглянемо ще один приклад реакції обміну між двома електролітами в розчині.

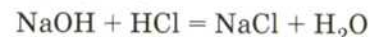
Дослід 3. У хімічний стакан, на 1/4 наповнений розчином натрій гідроксиду, додамо кілька крапель фенолфталеїну (розчин набуде інтенсивного малинового забарвлення) і долемо приблизно такий самий об'єм хлоридної кислоти (мал. 26).

Цього разу осад не випадає і газ не виділяється. Проте малинове забарвлення зникає, а це є свідченням того, що лугу в розчині не залишилось, тобто він прореагував з кислотою.



Мал. 26. Реакція йонного обміну між лугом і кислотою

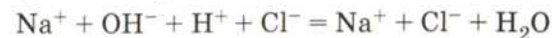
Запишемо молекулярне рівняння їх взаємодії:



Продуктами цієї реакції є розчинна сіль і малодисоційована речовина — вода. Пригадайте, чому дорівнює ступінь електролітичної дисоціації води.

Утворення малодисоційованої речовини, зокрема води, так само є умовою перебігу реакцій обміну між розчинами електролітів.

Отже, у досліді 3 відбулася реакція йонного обміну. Напишемо її повне йонне рівняння, врахувавши при цьому, що вода є малодисоційованою речовиною:



Скоротивши однакові йони у лівій та правій частинах рівняння, дістанемо таке скорочене йонне рівняння:



Таким чином, дослідним шляхом було з'ясовано, що до умов перебігу реакцій обміну між розчинами електролітів належать: утворення осаду, газу або малодисоційованої речовини (наприклад, води).

У всіх розглянутих прикладах перебіг хімічних реакцій відбувався в один бік. Тобто з певних реагентів утворювалися відповідні продукти реакції, а зворотний процес — взаємодія продуктів реакції з утворенням вихідних речовин — не відбувався.

Пояснюється це тим, що одна з утворених речовин належала до неелектролітів, а тому, утворившись, випадала в осад чи виділялася у вигляді газу або малодисоційованої сполуки, й відповідні йони припиняли своє існування в розчині.

Перебіг реакцій йонного обміну не відбувається, якщо всі реагенти та можливі продукти реакції належать до сильних електролітів.

Розглянемо, чи відбувається реакція між розчинами натрій хлориду та калій сульфату:



У наведеному прикладі змішано розчини двох сильних електролітів, взаємодія яких якщо б і відбулася, то привела б до утворення теж двох сильних електролітів. Записати йонне скорочене рівняння такої взаємодії неможливо, оскільки всі йони скорочуються:



Тож робимо висновок, що *суть реакцій йонного обміну полягає у зв'язуванні йонів з утворенням малодисоційованих речовин*. Якщо ж таких речовин серед продуктів реакції немає, то реакція йонного обміну не відбувається.

Щоб закріпити знання про реакції обміну між розчинами електролітів та з метою формування вмінь писати йонні рівняння хімічних реакцій, виконайте лабораторні досліди 2, 3, 4, зазначені в рубриці «Сторінка природодослідника».



СТОРІНКА ПРИРОДОДОСЛІДНИКА

Лабораторний дослід 2. Проведіть реакцію обміну між розчинами калій карбонату і нітратної кислоти. Яка з умов забезпечила перебіг цієї реакції? Напишіть молекулярне та повне і скорочене йонні рівняння реакції.

Лабораторний дослід 3. Проведіть реакцію обміну між розчинами купрум(II) сульфату і натрій гідроксиду. Яка з умов забезпечила перебіг цієї реакції? Напишіть молекулярне та повне і скорочене йонні рівняння реакції.

Лабораторний дослід 4. Проведіть реакцію обміну між розчинами калій гідроксиду й ортофосфатної кислоти. Яка з умов забезпечила

перебіг цієї реакції? Напишіть молекулярне та повне і скорочене йонні рівняння реакції.

Зробіть висновок про умови перебігу реакцій обміну між розчинами електролітів.

ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

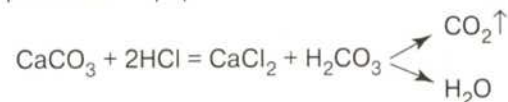
- Суть реакцій йонного обміну між розчинами електролітів полягає в асоціації (з'єднанні) йонів слабких електролітів.
- Умовами перебігу реакцій йонного обміну між розчинами електролітів є **випадання осаду, виділення газу, утворення малодисоційованої сполуки**.
- Для реакцій йонного обміну між розчинами електролітів можна написати три види рівнянь: *молекулярне, повне йонне, скорочене йонне*.
- Складаючи повні йонні рівняння реакцій обміну між розчинами електролітів, лише формули наявних у розчині сильних електролітів записують у вигляді йонів, а для решти речовин пишуть їх молекулярні формули.



СТОРІНКА ЕРУДИТА

Йонні рівняння реакцій можна застосувати для відображення взаємодії електроліту з неелектролітом. У такому разі неелектроліти записують молекулярними формулами.

Всі ви добре знаєте реакцію між кальцій карбонатом (основна складова крейди) і кислотою. Запишемо перебіг цієї реакції у молекулярно-йонній формі:



Скороченню підлягають лише аніони Хлору, тож скорочене йонне рівняння цієї реакції буде таким:



ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Які рівняння називають повними йонними, а які — скороченими?
2. За яких умов реакції обміну між розчинами електролітів відбуваються практично до кінця?
3. Між якими взятими попарно розчинами електролітів відбудуться реакції обміну:
 - а) барій хлорид і нітратна кислота;

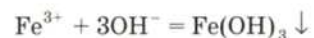
- б) барій хлорид і аргентум(I) нітрат;
в) барій гідроксид і нітратна кислота;
г) натрій сульфат і калій хлорид?

Напишіть молекулярні та повні й скорочені йонні рівняння можливих реакцій.

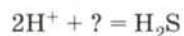
4. Які з наведених іонів не можуть одночасно перебувати в розчині:



5*. Користуючись таблицею розчинності, за наведеними скороченими йонними рівняннями реакцій напишіть по два повних йонних та молекулярних рівняння реакцій.



6*. Відновіть скорочене йонне рівняння та запишіть молекулярне.



§ 12 Реакції йонного обміну в розчинах електролітів. Практична робота 2

Як було з'ясовано у попередньому параграфі, суть реакцій обміну між електролітами в розчині полягає в тому, що у йонів малодисоційованих речовин з'являється можливість відновити хімічний зв'язок та утворити речовину, яка у водному розчині не дисоціює або мало дисоціює на йони.

Цей висновок націлює на уважний розгляд таблиці розчинності речовин у воді. Насамперед ще раз **зверніть увагу**, що в ній подано йони, а не окремі атоми чи групи атомів. А літера, зазначена в клітинці перетину катіона з аніоном, вказує на розчинність утвореної ними йонної сполуки. Інколи в таблиці трапляються прочерки. Вони означають, що сполука або не існує, або розкладається водою.

Уміння користуватися таблицею розчинності для написання рівнянь реакції йонного обміну, прогнозування можливостей перебігу хімічних реакцій між двома попарно взятими розчинами електролітів є важливим для тих, хто вивчає хімію. Виконання завдань практичної роботи 2 з рубрики «Сторінка природодослідника» сприятиме його формуванню в кожного з вас.



СТОРІНКА ПРИРОДОДОСЛІДНИКА

Практична робота 2. Реакції йонного обміну між розчинами електролітів.

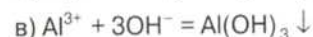
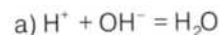
Завдання 1. Користуючись таблицею розчинності, передбачте, як, маючи натрій хлорид, добути за допомогою реакції йонного обміну

аргентум(I) хлорид. Своє передбачення перевірте експериментально. Напишіть молекулярне та йонні рівняння реакції.

Завдання 2. Вам видано розчини речовин: сульфатної кислоти, натрій нітрату, барій нітрату, натрій карбонату. Користуючись таблицею розчинності, встановіть, між якими попарно взятими речовинами відбудеться хімічна взаємодія. Виконайте досліди та напишіть рівняння реакцій у молекулярно-йонній формі.

Завдання 3. Дослідним шляхом перевірте, чи можна добути вуглекислий газ реакцією обміну між натрій карбонатом та калій хлоридом. Запропонуйте свій варіант добування вуглекислого газу реакцією йонного обміну.

Завдання 4. Користуючись таблицею розчинності, доберіть електроліти та проведіть реакції, перебіг яких відбувається за такими скороченими йонними рівняннями:

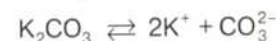


Результати спостережень і молекулярні та йонні рівняння проведених реакцій між розчинами електролітів запишіть у зошитах для практичних робіт. Сформулюйте висновки.



СТОРІНКА ЕРУДИТА

Хоча вода й дуже слабкий електроліт (ступінь дисоціації води становить 10^{-9}), проте в окремих випадках вона вступає в реакцію йонного обміну з солями. Розглянемо два таких випадки на прикладах алюміній хлориду та калій карбонату, але спочатку напишемо рівняння електролітичної дисоціації кожної солі та дослідимо їх розчини індикатором:



Дослід 1. Випробуємо розчин алюміній хлориду в дистильованій воді індикатором кислого середовища. Індикатор змінить своє забарвлення так, як і в розчинах кислот, тобто засвідчить наявність катіонів Гідрогену.

Дослід 2. Випробуємо розчин калій карбонату в дистильованій воді індикатором лужного середовища. Індикатор виявить наявність гідроксид-аніонів у розчині.

З рівнянь електролітичної дисоціації солей бачимо, що алюміній хлорид дисоціює без утворення катіонів Гідрогену, які зумовлюють кисле середовище, а під час дисоціації калій карбонату не з'являються йони, властиві лужному середовищу. Водночас результати дослідів вказують на наявність катіонів H^+ (перший дослід) та аніонів OH^- (другий дослід). Поява цих йонів пояснюється перебігом реакцій

йонного обміну між сіллю та водою, що дістала назву *гідроліз солей*. Унаслідок цього в досліді з алюміній хлоридом у розчині з'явилися катіони Гідрогену, а в досліді з калій карбонатом — гідроксид-аніони.

Гідроліз солей — це реакція йонного обміну між сіллю та водою.

Сіль можна розглядати як продукт реакції обміну між основою і кислотою. Гідроліз солі відбувається, якщо один із реагентів належить до сильних електролітів, а інші — до слабких, тому що *суть реакції гідролізу солей полягає в утворенні йона слабого електроліту із одного з йонів, на які дисоціює сіль, та протилежного йому за знаком йона, на які дисоціює вода:*



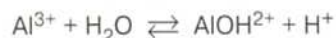
Перевірте за таблицею розчинності, що $\text{Al}(\text{OH})_3$ — слабкий електроліт, тоді як HCl — сильна кислота. Отже, утворена ними сіль алюміній хлорид AlCl_3 вступатиме в хімічну взаємодію з водою, асоціюючи (зв'язуючи) йони слабого електроліту. А оскільки йоном від слабого електроліту в складі цієї солі є катіон Алюмінію, то він сполучиться з гідроксид-аніоном OH^- , утвореним внаслідок дисоціації води.

Як і електролітична дисоціація, гідроліз відбувається ступінчасто і 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 очевидним і зрозумілим, чому розчин солі алюміній хлориду має не нейтральне, а кисле середовище.

Калій карбонат K_2CO_3 можна розглядати як продукт взаємодії сильного електроліту лугу KOH і слабкої кислоти H_2CO_3 . Гідроліз відбуватиметься у напрямі асоціації (з'єднання) йонів слабого електроліту CO_3^{2-} з катіоном H^+ , утвореним внаслідок дисоціації води:



Як бачимо, внаслідок утворення катіона HCO_3^- у розчині залишаються гідроксид-аніони. Тому індикатор і визначив наявність лужного середовища.

▲ *Поміркуйте та зробіть висновок, чи відбудеться реакція йонного обміну між водою та сіллю, утвореною сильним електролітом — основою і сильним електролітом — кислотою. При нагоді перевірте своє передбачення експериментальним шляхом.*

Реакції гідролізу солей — це ще один доказ того, що розчинення речовин у воді — складний фізико-хімічний процес.

§ 13 Розв'язування експериментальних задач. Практична робота 3

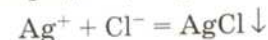
У минулому навчальному році, вивчаючи класи неорганічних сполук, ви ознайомилися з поділом хімічних задач на *розрахункові та експериментальні*. Пригадайте, що розв'язування експериментальних задач ґрунтується не на математичних обчисленнях, а на знаннях властивостей окремих речовин та вміннях таким чином спланувати і провести хімічний експеримент, щоб безпомилково встановити наявність якоїсь речовини, розпізнати кожен з кількох невідомих речовин, за схемою хімічних реакцій добути певні речовини тощо.

Під час виконання практичної роботи, описаної в рубриці «Сторінка природодослідника», для розв'язування експериментальних задач вам необхідно буде застосувати знання про основні класи неорганічних сполук, електроліти й неелектроліти, умови перебігу реакцій обміну між електролітами в розчині.

Перед виконанням практичної роботи повторимо реакції, що про них у 8 класі йшлося як про якісні реакції на окремі групи речовин, попрацюємо з таблицею розчинності й переконаємося, що якісні реакції, проведені в розчинах, є реакціями йонного обміну.

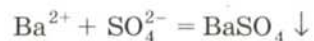
Вам відомо, що за допомогою *аргентум(I) нітрату в розчині виявляють хлоридну кислоту та її солі*.

У таблиці розчинності ви побачите, що серед сполук, до складу яких входить аніон Хлору, нерозчинною є лише сіль аргентум(I) хлорид AgCl . Тож розчин якої солі хлоридної кислоти чи саму кислоту ви не досліджували б за допомогою розчину аргентум(I) нітрату (сильного електроліту, що дисоціює у воді з утворенням катіонів Аргентуму Ag^+ й нітрат-аніонів NO_3^-), у результаті реакції випаде сирнисто-білий осад аргентум(I) хлориду, що не розчиняється не лише у воді, а й у сильних кислотах (хлоридній, нітратній, сульфатній):



Сульфатну кислоту та сульфати, що перебувають у розчині, визначають за допомогою розчину однієї з розчинних у воді сполук Барію. Скористаємося таблицею розчинності та з'ясуємо, що до таких сполук належать барій гідроксид, барій хлорид, барій нітрат.

Напишіть молекулярні та йонні рівняння реакцій обміну між цими сполуками та сульфатною кислотою чи якимось сульфатом, і ви побачите, що в усіх випадках скорочені йонні рівняння будуть однакові:



Отже, за допомогою розчинних сполук Барію в розчині можна виявити сульфатну кислоту та сульфати. Відбувається реакція йонного обміну, внаслідок якої утворюється білий осад барій сульфату BaSO_4 , який подібно до осаду аргентум(I) хлориду не розчиняється ні у воді, ні в сильних кислотах.

Карбонати (як розчинні, так і нерозчинні) можна легко виявити за допомогою будь-якої кислоти, що є сильнішим електролітом, ніж карбонатна, оскільки вона нестійка речовина й відразу розкладається на вуглекислий газ і воду.

▲ *Запишіть молекулярні та йонні рівняння реакцій обміну між нітратною кислотою і калій карбонатом, хлоридною кислотою і натрій карбонатом та переконайтеся, що обидві реакції мають таке скорочене йонне рівняння:*



Розглянуті приклади реакцій йонного обміну допоможуть вам у виконанні практичної роботи 3.

За таким же скороченим йонним рівнянням відбувається добре вам відома взаємодія питної соди з оцтом.



СТОРИНКА ПРИРОДОДОСЛІДНИКА

Практична робота 3. Розв'язування експериментальних задач.

Задача 1. Експериментальним шляхом установіть, між якими речовинами реакція в розчині відбувається до кінця:

- магній хлорид і кальцій нітрат, магній хлорид і аргентум(I) нітрат;
- магній сульфат і барій нітрат, калій нітрат і натрій карбонат;
- ферум(III) хлорид і ортофосфатна кислота, ферум(III) хлорид і нітратна кислота.

Поясніть чому.

Задача 2. За допомогою реакцій йонного обміну добудьте:

- карбонат(IV) оксид;
- ферум(III) гідроксид;
- кальцій ортофосфат.

Задача 3. Здійсніть реакції йонного обміну за такими схемами:

- натрій гідроксид → натрій сульфат → натрій хлорид;
- хлоридна кислота → натрій хлорид → натрій нітрат;
- купрум(II) сульфат → купрум(II) хлорид → купрум(II) гідроксид.

Задача 4*. Розпізнайте кожну з трьох речовин білого кольору — натрій хлорид, кальцій карбонат, натрій карбонат, виданих вам у твердому стані.

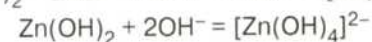
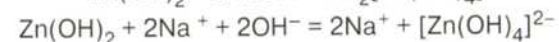
Результати спостережень, рівняння реакцій у йонно-молекулярній формі та висновок запишіть у зошит для практичних робіт.

Задача 5*. За допомогою індикаторів виявіть у трьох виданих вам пробірках без етикеток натрій гідроксид, натрій сульфат та сульфатну кислоту.

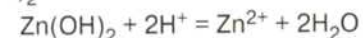
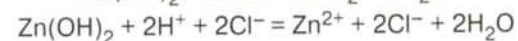
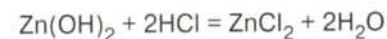


СТОРИНКА ЕРУДИТА

У 8 класі, досліджуючи хімічні властивості амфотерних гідроксидів, ви переконалися, що продукти їх взаємодії з лугами розчинні у воді. Застосувавши знання про електроліти та електролітичну дисоціацію, напишемо молекулярне та йонні рівняння взаємодії цинк гідроксиду і розчину натрій гідроксиду:



Зверніть увагу! В утвореному йоні, що має назву тетрагідроксоцинкат, Цинк входить до складу комплексного аніона, а не утворює катіон Цинку, як це відбувається під час взаємодії цинк гідроксиду з кислотою:



▲ *Напишіть молекулярні та йонні рівняння взаємодії амфотерного гідроксиду $\text{Be}(\text{OH})_2$ з розчином луку та з хлоридною кислотою.*

ЗАВДАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ ДО КОНТРОЛЮ ЗНАТЬ З ТЕМИ 1

(для виконання у робочих зошитах)

1. *Виберіть твердження, що характеризує істинні розчини.*
 - А. Однорідні суміші змінного складу, утворені з двох і більше компонентів.
 - Б. Гетерогенні системи, у яких частинки розчиненої речовини можна побачити у промені світла.
 - В. Розчини, у яких частинки розчиненої речовини не можна побачити у промені світла.
 - Г. Суміш двох рідин, що не змішуються між собою.
2. *Замість крапок вставте потрібні слова.*
 - А. Розчинником прийнято називати компонент розчину, який має ... масу.
 - Б. Розчиненою речовиною прийнято називати компонент розчину, який має ... масу.
 - В. Щоб обчислити масову частку речовини в розчині, слід масу розчиненої речовини ... на масу ...
3. *Укажіть, як зміниться масова частка розчиненої речовини у водному розчині, якщо:*
 - А. До розчину додати води.
 - Б. До розчину додати розчиненої речовини.
 - В. Провести часткове випарювання розчину.
 - Г. У розчин, виготовлений з мідного купоросу, помістити додаткову кількість цього кристалогідрату.
4. *Укажіть розчини, що проводять електричний струм.*
 - А. Розчин кухонної солі.
 - Б. Розчин хлороводню у воді.
 - В. Розчин йоду в спирті.
 - Г. Розчин цукру у воді.
5. *За назвами запишіть формули сильних електролітів.*

А. Силікатна кислота.	В. Хлоридна кислота.
Б. Сульфатна кислота.	Г. Сульфідна кислота.

Запишіть рівняння їх електролітичної дисоціації.
6. *За назвами запишіть формули сильних електролітів.*

А. Аргентум(I) хлорид.	В. Магній хлорид.
Б. Аргентум(I) нітрат.	Г. Барій сульфат.

Запишіть рівняння їх електролітичної дисоціації.
7. *За назвами запишіть формули сильних електролітів.*

А. Ферум(III) гідроксид.	В. Калій гідроксид.
Б. Ферум(II) гідроксид.	Г. Барій гідроксид.

Запишіть рівняння їх електролітичної дисоціації.

8. *Установіть відповідність між речовинами та їх здатністю проводити електричний струм, тобто належністю до електролітів чи неелектролітів.*

- | | |
|------------------|----------------------|
| А. Електроліти | 1. Глюкоза. |
| Б. Неелектроліти | 2. Нітратна кислота. |
| | 3. Рідкий азот. |
| | 4. Калій хлорид. |

9. *Укажіть, як змінюється розчинність більшості твердих речовин із 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 із підвищенням тиску.*

- А. Збільшується.
- Б. Зменшується.
- В. Залишається без змін.
- Г. Спочатку зменшується, а потім збільшується.

12. *Укажіть, взаємодію якої пари речовин характеризує скорочене йонне рівняння $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^-$.*

- А. Купрум(II) оксид і хлоридна кислота.
- Б. Купрум(II) хлорид і натрій гідроксид.
- В. Мідь і нітратна кислота.
- Г. Купрум(II) хлорид і аргентум(I) нітрат.

13. *Укажіть формулу електроліту, в результаті дисоціації однієї формульної одиниці якого утворюється найбільше йонів.*

- | | |
|---------------------|--------------------------|
| А. Калій гідроксид. | В. Ферум(III) сульфат. |
| Б. Алюміній хлорид. | Г. Ортофосфатна кислота. |

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

- | | |
|---------------------------------------|--|
| А. Fe^{2+} і Cl^- . | В. Fe^{2+} і CO_3^{2-} . |
| Б. Fe^{2+} і OH^- . | Г. Fe^{3+} і SO_4^{2-} . |

15. *Укажіть, між якими парами речовин реакція йонного обміну 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, у результаті зливання яких розчинів один із продуктів реакції випадає в осад.*

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

- А. 4,4 %. Б. 6 %. В. 10 %. Г. 12 %.

18. *Укажіть масу води у розчині масою 200 г з масовою часткою купрум(II) сульфату 16 %.*

- А. 16 г. Б. 32 г. В. 168 г. Г. 200 г.

19. *Укажіть масу розчиненої речовини у розчині масою 400 г з масовою часткою алюміній нітрату 8 %.*

- А. 8 г. Б. 16 г. В. 32 г. Г. 368 г.

20. *Укажіть, яка з реакцій відбуватиметься в розчині практично до кінця та ознаку, що це підтверджує.*

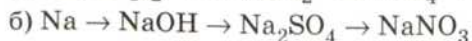
- А. Алюміній сульфат + барій хлорид.
 Б. Алюміній нітрат + барій хлорид.

У відповіді зазначте суму йонів реагентів у повному йонно-молекулярному рівнянні цієї реакції.

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

22. *Складіть план розпізнавання розчинів калій карбонату й калій сульфату, що містяться в пробірках без етикеток. Запишіть відповідні рівняння реакцій.*

23. *Запишіть молекулярні рівняння реакцій за наведеними схемами:*



Для реакцій йонного обміну запишіть повні й скорочені йонні рівняння.

ТЕМА 2 Хімічні реакції

Вивчивши цю тему, ви дізнаєтеся про:

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

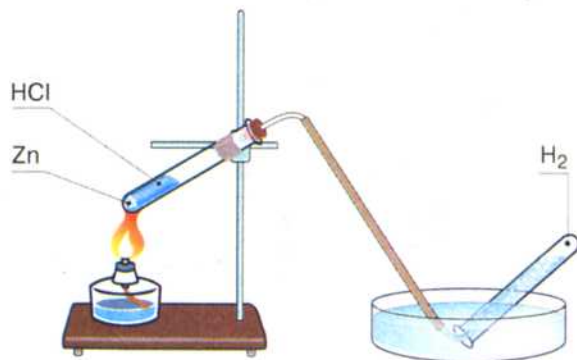
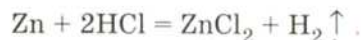
Знання цієї теми збагатять вас такими вміннями:

- визначати тип хімічної реакції відповідно до тієї чи іншої класифікації;
- розрізняти реакції різних типів;
- визначати ступінь окиснення елемента у сполуці;
- розрізняти процеси окиснення та відновлення;
- складати рівняння нескладних окисно-відновних реакцій на основі електронного балансу;
- складати термохімічні рівняння;
- робити висновки про вплив різних чинників на швидкість хімічних реакцій;
- оцінювати значення різних типів хімічних реакцій у природі та техніці.

§ 14 Класифікація хімічних реакцій за кількістю і складом реагентів

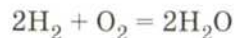
Вам уже відомі реакції *сполучення, розкладу, заміщення, обміну*. Їх ви або здійснювали самі у 7 та 8 класах, або спостерігали під час демонстраційних дослідів, які виконував учитель на уроках. Пригадаємо окремі з них.

Дослід 1. У пробірку помістимо кілька гранул цинку, долємо до них хлоридної кислоти та підігріємо пробірку для прискорення реакції заміщення (мал. 27). Виділення газу свідчить про те, що відбувається хімічна реакція:

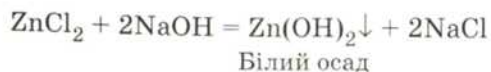


Мал. 27. Дослід, що ілюструє перебіг реакції заміщення між цинком і хлоридною кислотою

Зберемо газ, що виділяється, в суху пробірку та підпалимо його, щоб пересвідчитись у наявності водню, а не якоїсь іншої газуватої речовини. Почуємо характерний для згоряння водню звук, побачимо, що на стінках пробірки з'явилися крапельки води:

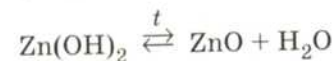


Дослід 2. Рідину з пробірки, де відбулася реакція цинку з хлоридною кислотою, обережно зіллємо в конічну колбу та додамо краплями розчину натрій гідроксиду (мал. 28). Спостерігається випадання осаду цинк гідроксиду:



Дослід 3. Відфільтруємо осад, а після висушування помістимо його в суху пробірку та піддамо термічному розкладу.

Поява на стінках пробірки води свідчить про перебіг реакції розкладу:

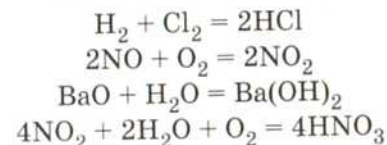


Мал. 28. Дослід, що ілюструє перебіг реакції обміну між цинк хлоридом та натрій гідроксидом

У природі, хімічних лабораторіях, на металургійних, фармацевтичних підприємствах тощо постійно відбуваються сотні тисяч хімічних реакцій за участю простих і складних речовин. Різноманітність хімічних реакцій потребує відповідної їх класифікації на окремі групи за певними ознаками.

В основу класифікації хімічних реакцій на реакції сполучення, розкладу, заміщення, обміну покладено такі ознаки, як *кількість та склад реагентів і продуктів реакції*.

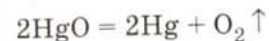
Реакції сполучення. До цього типу належать реакції, під час яких з двох і більше речовин утворюється одна:

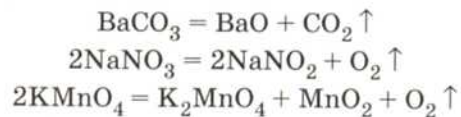


З наведених прикладів видно, що в реакціях сполучення реагентами можуть бути дві прості речовини, дві складні речовини, одна проста та одна складна речовина, три речовини. Та якого б складу не були реагенти, продуктом реакції *сполучення* є лише одна складна речовина.

Реакція сполучення — це реакція, внаслідок якої з двох і більше речовин утворюється одна.

Реакції розкладу. Цей тип хімічних реакцій за перебігом та наслідками є протилежним до розглянутого типу реакцій сполучення і полягає в тому, що з одного реагенту утворюються кілька продуктів реакції:

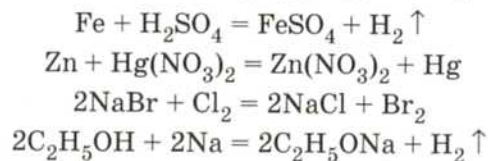




Зазначені рівняння реакцій розкладу свідчать, що продуктами реакцій цього типу можуть бути як прості, так і складні речовини. Проте щоразу з однієї речовини утворюється не менше двох речовин.

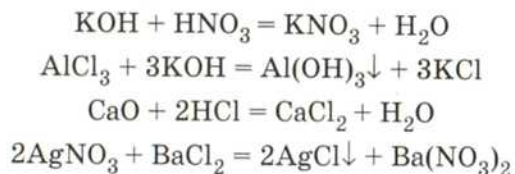
Реакція розкладу — це реакція, внаслідок якої з однієї складної речовини утворюються дві та більше речовин.

Реакції заміщення. Цей тип хімічних реакцій характеризується тим, що реакції відбуваються між простою та складною речовинами, й атоми простої речовини заміщують атоми (якщо складна речовина має молекулярну будову) чи йони (якщо складна речовина має йонну будову) в складній речовині:



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

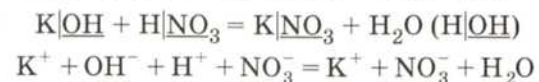
Реакції обміну. З назви цього типу реакцій стає зрозуміло, що речовини обмінюються своїми складовими частинами, тобто взаємодія відбувається між складними речовинами, а простих речовин немає ні до, ні після реакції:



У кожному з розглянутих прикладів реакцій обміну серед продуктів реакції обов'язково є речовина, що задовольняє умови перебігу реакцій йонного обміну до кінця (випадає в осад чи є малодисоційованою речовиною). В протилежному випадку реакції обміну не відбулися б.

Реакція обміну — це реакція між двома складними речовинами, під час якої речовини обмінюються своїми складовими частинами.

Розглянемо обмін йонів у першому рівнянні реакції обміну. Калій гідроксид складається з катіона Калію та гідроксид-аніона, нітратна кислота — з катіона Гідрогену та нітрат-аніона. Відбувається, так би мовити, рівноцінний обмін, тобто катіон обмінюється на катіон, аніон — на аніон:



Аналогічно відбувся обмін складових частин і в решті реакцій.

▲ *Напишіть рівняння реакцій йонного обміну до розглянутих вище молекулярних рівнянь реакцій обміну.*

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



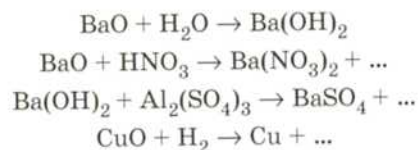
Ці реакції теж є реакціями обміну, адже передусім відбувся обмін складових частин реагентів й утворилася карбонатна кислота, що як нестійка речовина відразу розкладалася на воду і вуглекислий газ. Отже, для реакцій обміну головним є обмін реагентів складовими частинами, а не кількість продуктів реакції.

ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- Всю різноманітність хімічних реакцій можна класифікувати на окремі типи. Залежно від обраної ознаки класифікації (класифікаційного чинника) вдаються до різних класифікацій реакцій.
- За такою ознакою, як *кількість і склад реагентів та продуктів реакції*, розрізняють реакції *сполучення, розкладу, заміщення, обміну*.
- До реакцій *сполучення* належать реакції, під час яких з двох і більше реагентів утворюється один продукт реакції.
- До реакцій *розкладу* належать реакції, під час яких з одного реагенту утворюються два чи більше продукти реакції.
- До реакцій *заміщення* належать реакції, внаслідок яких атоми простої речовини заміщують атоми (йони) у складній речовині з утворенням нової простої і нової складної речовини.
- Реакції *обміну* — це реакції, під час яких дві складні речовини (реагенти) обмінюються складовими частинами з утворенням нових складних речовин (продуктів реакції).

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. На які типи поділяють хімічні реакції за кількістю і складом реагентів та продуктів реакції?
2. Оберіть власні позначення і зобразіть загальні схеми розглянутих у параграфі типів реакцій.
3. Наведіть приклади рівнянь реакцій сполучення та обміну за участю натрій оксиду.
4. За поданими схемами напишіть рівняння реакцій та зазначте їх типи.



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

§ 15 Оборотні й необоротні реакції

Окрім розглянутої в попередньому параграфі класифікації хімічних реакцій за кількістю і складом реагентів та продуктів реакції, існують й інші класифікації. Зокрема, за такою ознакою, як **напря́м перебі́гу хімі́чних проце́сів**, реакції поділяють на **необоро́тні** та **оборо́тні**.

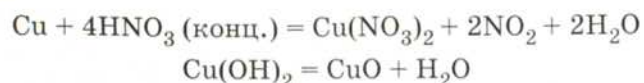
Необоро́тні хімі́чні реакції́. Розглядаючи взаємодію електролітів у розчині, ми наголошували на односторонньому (в бік утворення продуктів реакції) перебі́гу хімі́чних проце́сів.

Реакції́, що відбуваю́ться в одному напра́мі й закінчу́ють-ся повним перетворенням реагентів на продукти реакції́, називаю́ться необоро́тними.

Необоро́тні реакції́ відбуваю́ться доти, доки повністю не витратиться один із реагентів.

Усі реакції́ йонного обміну, що супроводжую́ться виділенням газу, утворенням осаду або малодисоційованої речовини, належать до необоро́тних реакцій́.

Необоро́тними є також реакції́ металів із кислотами, реакції́ розкладу нерозчинних основ під час нагрівання тощо, наприклад:



Оборо́тні хімі́чні реакції́. На відміну від необоро́тних, в оборо́тних реакці́ях повного перетворення реагентів (або при-

наймні хоча б одного з них) у продукти реакції не відбувається. Чому?

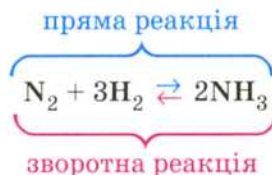
Тому що в оборо́тних реакці́ях одночасно відбуваю́ться дві взаємодії́:

- а) *взаємодія́ реагентів з утворенням продуктів реакції́;*
- б) *взаємодія́ продуктів реакції́, внаслідок якої знов утворюю́ться вихідні речовини (реагенти).*

В оборо́тній реакції́ взаємодія́ реагентів назива́ється *пря́мою реакці́єю*, а взаємодія́ продуктів реакції́ — *зворотною реакці́єю*.

У рівняннях оборо́тних реакцій між правою і лівою частинами замість знака « $=$ » пишуть знак « \rightleftharpoons ». Дві стрілки, напрямлені в протилежні боки, означають, що хімі́чна взаємодія́ одночасно відбувається і між реагентами, і між продуктами реакції́.

Прикладом такої реакції́ є добування (синтез) амоніаку з азоту та водню:



На початку реакції́, коли вміст азоту й водню великий, а амоніаку зовсім мало, домінує пря́ма реакці́я. Під час її перебі́гу вміст азоту та водню поступово зменшується, а вміст амоніаку збільшується і тому активізується зворотна реакці́я розкладу амоніаку на азот і водень. Настає момент, коли за одиницю часу утворюватиметься стільки ж молекул амоніаку, скільки їх розкладатиметься на азот і водень. Такий стан назвали хімі́чною рівновагою.

Хімі́чна рівнова́га — це такий стан оборо́тних реакцій́, коли за одиницю часу утворюється стільки ж продуктів реакції́, скільки їх перетворюється на реагенти. **Швидкість пря́мої і зворотної реакції́ однакова.**

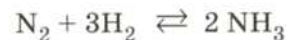
Оборо́тна реакці́я у стані хімі́чної рівнова́ги за *постійних зовнішніх умов (незмінних температу́рі, тиску, концентра́ції речовин)* може залишатися незмінною як завгодно довго. При цьому пря́ма та зворотна реакції́ ні на мить не припиняю́ться, проте видимих змін не спостерігається. Через це хімі́чну рівнова́гу називаю́ть **динамі́чною рівновагою** (тобто рухливою).

Зміщення хімі́чної рівнова́ги оборо́тних реакцій́. У хімі́чній промисловості досить велика кількість оборо́тних реакцій́ ста-

новить основу виробництва промислово важливих речовин. Крім амоніаку, це, зокрема, виробництво сульфатної та нітратної кислот, поліетилену, переробка жирів тощо. Тому виникає потреба у зміщенні рівноваги в бік утворення продуктів реакції.

Зміщення хімічної рівноваги досягають зміною *температури, концентрації реагентів, тиску (для газуватих речовин)*. Проте минає певний час і швидкості прямої та зворотної реакцій знову зрівнюються — встановлюється нова хімічна рівновага.

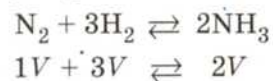
Вплив концентрації речовин на зміщення хімічної рівноваги. Вводячи додаткові кількості однієї з речовин, тобто збільшуючи її концентрацію, досягають зміщення рівноваги в бік реакції за участю цієї речовини як реагенту. Наприклад, якщо в оборотній реакції азоту з воднем



після встановлення рівноваги додати азоту чи водню, тобто збільшити концентрацію одного з реагентів, то внаслідок цього зовнішнього впливу рівновага зміститься у бік прямої реакції. Адже пряма реакція послаблює зовнішній вплив — концентрація даного реагенту зменшується.

Якщо в оборотній реакції встановилася динамічна рівновага, то після введення додаткової порції амоніаку рівновага зміститься в бік зворотної реакції. Концентрація амоніаку зменшуватиметься, а концентрація азоту та водню збільшуватиметься, доки не наступить новий рівноважний стан.

Вплив тиску на зміщення хімічної рівноваги. Якщо оборотна реакція відбувається між газуватими речовинами та з утворенням газуватих продуктів реакції, то для зміщення рівноваги можна застосувати зміну тиску в системі. У розглянутій реакції азоту з воднем усі речовини газуваті, до того ж реакція відбувається зі зменшенням об'єму: в реакцію вступають 1 об'єм азоту і 3 об'єми водню, а після реакції утворюються 2 об'єми амоніаку:



З рівняння цієї взаємодії видно, що в прямій реакції беруть участь 4 об'єми газуватих речовин, натомість утворюються 2 об'єми продукту реакції. Тому збільшення тиску змістить рівновагу в бік прямої реакції, що відбувається зі зменшенням об'єму, і протидіятиме перебігу зворотної реакції.

Підвищення тиску зміщує рівновагу системи в бік утворення менших об'ємів речовин, а зниження — в бік утворення більших об'ємів речовин. (Це стосується лише реакцій у замкненому реакторі.)

Якщо в процесі оборотної реакції об'єми газуватих речовин не змінюються, то зміна тиску не впливає на стан рівноваги оборотної реакції.

Вплив температури на зміщення хімічної рівноваги. Якщо оборотна реакція відбувається з виділенням або вбиранням тепла, то рівновагу можна зміщувати, змінюючи температуру.

При збільшенні температури рівновага зміщуватиметься в бік реакції, яка протидіє підвищенню температури, тобто реакції, що відбувається з вбиранням теплоти. У разі зниження температури рівновага зміщуватиметься в бік реакції, яка протидіє охолодженню, тобто відбувається з виділенням теплоти.

Під час підвищення температури хімічна рівновага оборотних реакцій зміщується в бік реакції, що супроводжується вбиранням теплоти, а під час зниження — в бік реакції, що супроводжується виділенням теплоти.

В оборотних реакціях, які відбуваються без теплових ефектів, зміна температури не спричинює зміщення рівноваги, а лише зумовлює швидше її встановлення.

Вплив каталізатора на зміщення хімічної рівноваги. З каталізаторами ви вже ознайомлені, тому знаєте, що це речовини, які впливають на перебіг хімічних процесів (прискорюють реакції), але кількісно в них не витрачаються.

Щодо оборотних реакцій, то каталізатори не зміщують хімічну рівновагу, бо вони однаково впливають на швидкість прямої та зворотної реакцій. Найявність каталізатора лише забезпечує швидше встановлення рівноваги.

Як бачимо, застосовуючи різні чинники, можна керувати перебігом оборотних реакцій і досягати запланованого результату.

ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- За напрямом перебігу реакції поділяють на необоротні та оборотні.
- **Необоротні реакції** — це реакції, що відбуваються лише в напрямі утворення продуктів реакції. Зворотна взаємодія продуктів реакції з утворенням реагентів неможлива.
- **Оборотні реакції** — це реакції, що за однакових умов відбуваються в протилежних напрямках. У рівняннях таких реакцій замість знака «=» ставлять 2 стрілки в різних напрямках « \rightleftharpoons ». Стрілка, спрямована вправо, позначає пряму реакцію, вліво — зворотну.
- В оборотних реакціях одночасно відбуваються дві взаємодії: взяті для реакції речовини взаємодіють між собою й

утворюються продукти їх взаємодії, а утворені продукти теж реагують між собою з утворенням вихідних речовин.

- **Хімічна рівновага** — це стан оборотної реакції, за якого хімічна взаємодія відбувається, проте видимих змін не спостерігається. Пояснюється це тим, що скільки продуктів реакції за одиницю часу утворюється, стільки ж і реагує між собою.



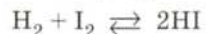
СТОРІНКА ЕРУДИТА

За розглянутою в параграфі оборотною реакцією між азотом і воднем нині у промислових масштабах добувають амоніак. Він необхідний для виробництва нітрогеновмісних мінеральних добрив, нітратної кислоти та деяких інших речовин. Здавалося б, сировини для такого виробництва достатньо, адже повітря на 4/5 складається з азоту, водень можна добути розкладанням води електричним струмом та деякими іншими способами. Проте цю нескладну, на перший погляд, реакцію майже 100 років не вдавалося здійснити промисловим способом. А все тому, що вона каталітична, оборотна і на зміщення її рівноваги впливають кілька чинників: тиск, зміна вмісту реагентів, температура. Пошуки умов синтезу амоніаку, тобто зміщення рівноваги в бік прямої реакції, проводилися з метою з'ясувати, в якому напрямі потрібно змінювати температуру і тиск, який каталізатор застосувати.

За розробку наукових основ промислового виробництва амоніаку двом німецьким ученим Ф. Габеру і К. Бошу в 1918 р. була присуджена Нобелівська премія.

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Наведіть класифікацію реакцій за такою ознакою, як напрям перебігу хімічних процесів.
2. Дайте визначення оборотних реакцій.
3. Що в рівнянні оборотної реакції означає ліва частина, а що — права?
4. Як вплине збільшення концентрації та тиску на перебіг оборотної реакції, всі речовини в якій перебувають у газуватому стані?



- 5*. В умовах динамічної рівноваги в закритій посудині відбувається оборотна реакція



В якому напрямі зміститься рівновага, якщо в посудину додатково ввести водяну пару?

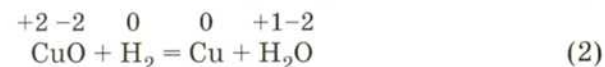
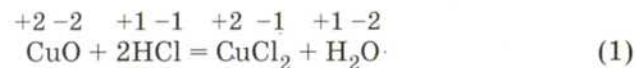
§ 16 Окисно-відновні реакції

Пригадайте, як у 8 класі ви ознайомилися з поняттям *ступінь окиснення атомів елементів*, навчилися визначати його за хімічною формулою та складати бінарні формули речовин за ступенем окиснення атомів елементів. Ці знання допоможуть вам опанувати ще одну класифікацію хімічних реакцій, в основу якої покладена така ознака, як *зміна ступенів окиснення атомів під час хімічної реакції*.

Класифікація реакцій за ознакою зміни ступенів окиснення атомів під час хімічної реакції. За цією ознакою всі хімічні реакції можна поділити на 2 групи: **реакції, що відбуваються без зміни ступеня окиснення, та окисно-відновні реакції.**

Назва реакцій першої групи зрозуміла.

Розглянемо рівняння двох відомих вам реакцій та з'ясуємо їх тип за такою класифікаційною ознакою, як *зміна ступенів окиснення атомів*:



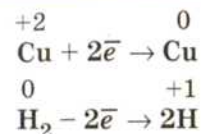
Як свідчить рівняння 1, жоден із атомів хімічних елементів під час реакції не змінив ступеня окиснення. Отже, ця *реакція належить до реакцій, що відбуваються без зміни ступеня окиснення, або вона не є окисно-відновною.*

Прикладом окисно-відновної реакції є взаємодія купрум(II) оксиду з воднем під час нагрівання (рівняння 2). З нього видно, що атоми Купруму та Гідрогену змінили ступені окиснення. Тому ця реакція належить до окисно-відновних.

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

З'ясуємо, за рахунок чого в розглянутому рівнянні окисно-відновної реакції змінилися ступені окиснення атомів. Для цього складемо *електронний баланс*.

Електронний баланс — це запис, що складається із символів хімічних елементів, у яких відбулися зміни ступеня окиснення атомів, позначень над кожним із них ступенів окиснення, а також зазначення чисел приєднаних і відданих електронів.



З електронного балансу видно, що частинка $\overset{+2}{\text{Cu}}$ приєднує 2 електрони й перетворюється на нейтральний атом зі ступенем окиснення 0. А 2 атоми Гідрогену, що входили до складу однієї молекули, віддали 2 електрони (кожний по одному) та перетворилися на частинки зі ступенем окиснення +1.

Запис електронного балансу допомагає правильно визначити коефіцієнти у рівнянні реакції.

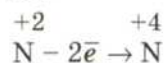
Складання рівнянь окисно-відновних реакцій. Під час самостійного складання рівнянь окисно-відновних реакцій на основі електронного балансу слід зважати на загальні правила, з яких лише зрідка бувають винятки.

Правило перше. В молекулярному рівнянні реакції над символами хімічних елементів позначають ступені окиснення атомів у формулах реагентів та продуктів реакції і з'ясовують, в атомів яких хімічних елементів відбулися зміни ступеня окиснення. (Як ми це зробили у рівняннях 1 і 2.)

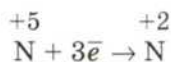
Правило друге. До електронного балансу включають лише елементи, в атомах яких ступені окиснення зазнали змін. У лівій частині електронного балансу записують число частинок кожного елемента, що відповідає їх кількості у формулах вихідних речовин. Відповідно таку саму кількість утворених частинок записують у правій частині. Над кожною з них позначають ступені окиснення. (За цим правилом було складено розглянутий вище електронний баланс окисно-відновних реакцій між купрум(II) оксидом і воднем.)

Правило третє. Віддаючи електрони, частинки збільшують свій ступінь окиснення, а приєднуючи — зменшують.

Наприклад, в якійсь із реакцій ступінь окиснення атома Нітрогену змінився з +2 на +4. Оскільки $+2 < +4$, то відбулося збільшення ступеня окиснення, що можливе за умови віддачі електронів. Було віддано $2\bar{e}$:

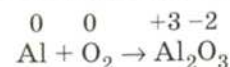


Якщо ж в якійсь із реакцій ступінь окиснення атома Нітрогену змінився з +5 на +2, а $+5 > +2$, то має місце зменшення ступеня окиснення на 3, що можливе за умови приєднання 3 електронів:



Правило четверте. Якщо найменше спільне кратне для числа відданих та приєднаних під час окисно-відновної реакції електронів поділити по черзі на кожне з них, то знайдені частки від ділення відповідають коефіцієнтам. Їх слід писати в рівнянні реакції здебільшого перед формулою продукту

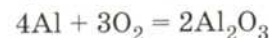
реакції, до складу якого входить елемент зі зміненим ступенем окиснення атома. Розглянемо це правило, а також закріпимо попередні два на прикладі взаємодії алюмінію з киснем:



За допомогою електронного балансу знаходимо коефіцієнти 4 і 3. Два різних коефіцієнти перед однією формулою Al_2O_3 поставити не можна, тому запишемо їх перед формулами реагентів:



Записавши коефіцієнти перед формулами реагентів, бачимо, що перед формулою оксиду не вистачає коефіцієнта 2, щоб запис відповідав закону збереження маси речовин, а між лівою та правою частинами була б не стрілка, а знак «=»:



Процеси окиснення, відновлення. Окисники та відновники. Ці терміни є широко вживаними характеристиками окисно-відновних реакцій і стосуються віддачі та приєднання електронів.

Процес віддачі електронів прийнято називати окисненням, а процес приєднання — відновленням.

У розглянутому прикладі в атома Алюмінію відбулося окиснення, а в атома Оксигену — відновлення.

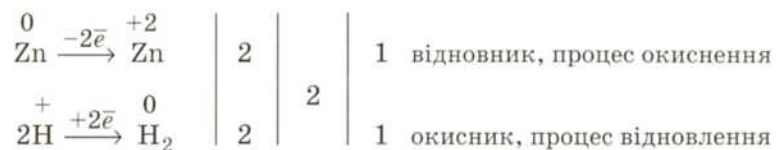
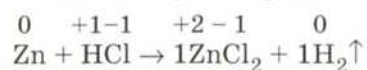
Щодо окисно-відновних процесів, то крім окиснення й відновлення вживають іще терміни відновник та окисник.

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

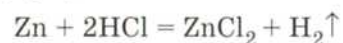
Окисник — це частинка (атом чи йон), що приєднує електрони.

Терміни відновник та окисник поширюють і на речовину, в складі якої перебуває частинка, наділена відновними чи окисними властивостями. Так, сильними відновниками є метали, водень, вуглець, карбон(II) оксид, сильними окисниками — кисень, нітратна та концентрована сульфатна кислоти, галогени тощо.

Узагальнимо матеріал параграфу та покажемо всі можливі записи й позначення, що стосуються окисно-відновного процесу на прикладі взаємодії цинку з хлоридною кислотою:



Визначившись із коефіцієнтами перед формулами продуктів реакції (це коефіцієнти 1, які у рівнянні не пишуть), зрівняємо ліву частину рівняння з правою за допомогою коефіцієнта 2 перед формулою HCl:



Складання електронного балансу полегшує добір коефіцієнтів у рівняннях реакцій (спробуйте в завданні з зірочкою, розміщеному в рубриці «Перевірте свої знання», розставити коефіцієнти шляхом арифметичного добору і ви в цьому остаточно переконаєтесь).

Значення окисно-відновних реакцій. Вони відіграють важливу роль у природі та промисловості. Так, окисно-відновними є обмін речовин і дихання організмів, гниття, фотосинтез. Виробництво багатьох речовин ґрунтується на окисно-відновних реакціях, наприклад виробництво амоніаку, нітратної, сульфатної і хлоридної кислот, добування металів, лугів тощо.

Лев Володимирович Писаржевський
(1874—1938)

Відомий український учений у галузі хімії зробив вагомий внесок у розробку теорії окисно-відновних процесів. Зокрема, Л. В. Писаржевський 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 Дніпропетровська, стояв біля витоків створення Інституту фізичної хімії, з 1927 р. був його директором (нині цей інститут носить ім'я Л. В. Писаржевського).



ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- За ознакою зміни ступенів окиснення атомів хімічні реакції поділяють на **окисно-відновні** — супроводжуються зміною ступенів окиснення атомів елементів — та **реакції, що відбуваються без зміни ступеня окиснення**.
- В окисно-відновних реакціях зміна ступенів окиснення атомів чи йонів розглядається як процес повного переходу електронів від менш електронегативного атома до більш електронегативного.
- **Окисно-відновні реакції** — це єдність двох взаємно протилежних процесів окиснення (віддачі електронів) та відновлення (приєднання електронів). В окисно-відновній реакції число відданих електронів дорівнює числу приєднаних.
- В окисно-відновних реакціях сума позитивних і негативних ступенів окиснення атомів має однакове числове значення.
- В окисно-відновних реакціях **окисник дістає** електрони, **відновник — віддає**, внаслідок чого **окисник відновлюється**, а **відновник окиснюється**.
- Окисно-відновні реакції доволі поширені в природі та промисловості.



СТОРІНКА ЕРУДИТА

У параграфі було розглянуто приклади рівнянь окисно-відновних реакцій, коли елемент, атоми якого окиснюються, й елемент, атоми якого відновлюються, входять до складу різних речовин. Насправді ж окисно-відновні реакції різноманітні. Серед них є такі, коли в реакції атоми того самого елемента й окиснюються, й відновлюються, або ж і частинка-окисник, і частинка-відновник утворені атомами різних хімічних елементів, проте входять до складу одного реагенту.

Проілюструємо це прикладами рівнянь реакцій.

Приклад 1. Взаємодія хлору з гарячим розчином лугу:



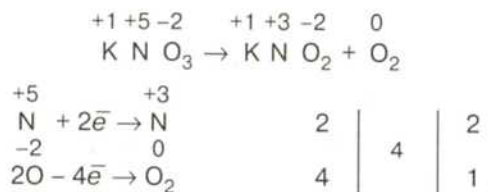
Визначивши ступені окиснення атомів хімічних елементів у цьому рівнянні, бачимо, що зміни відбулися лише у Хлору. Причому один атом має після реакції ступінь окиснення -1 , а інший $+5$. Складаємо електронний баланс:



Дібрані за допомогою електронного балансу коефіцієнти 1 і 5 ставляться перед формулами продуктів реакції: 5 — перед формулою, де ступінь окиснення атома Хлору дорівнює -1 , тобто KCl ; 1 — перед формулою $KClO_3$, у якій ступінь окиснення атома Хлору $+5$. (Зрозуміло, що перед однією формулою реагенту хлору Cl_2 не можна записати два різних коефіцієнти.)



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



Зверніть увагу! В електронний баланс записано не один, а два атоми Оксигену. Це тому, що продуктом реакції є речовина молекулярної будови, а для утворення однієї її структурної частинки, тобто молекули, потрібні 2 атоми Оксигену.

Як і в попередньому прикладі, дібрані методом електронного балансу коефіцієнти слід поставити перед формулами продуктів реакції.



Така різноманітність окисно-відновних реакцій дає змогу класифікувати їх на три типи:

1) міжмолекулярні окисно-відновні реакції — реакції, в яких окисник та відновник входять до складу різних реагентів (прикладом є реакції з основного тексту параграфа);

2) диспропорціювання (самоокиснення—самовідновлення) — реакції, в яких атоми одного хімічного елемента і окиснюються, і відновлюються (наприклад, взаємодія хлору з гарячим лугом);

3) внутрішньо-молекулярні — реакції, в яких окисник та відновник входять до складу одного реагенту (наприклад, термічний розклад калій нітрату).

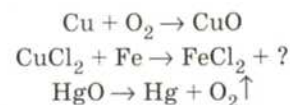
ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Потренуйтеся у визначенні ступенів окиснення атомів, наприклад Нітрогену, за наведеними формулами: N_2 , NO , NO_2 , NH_3 , HNO_3 . У якій із формул ступінь окиснення Нітрогену найнижчий, а в якій — найвищий?

2. Напишіть рівняння реакцій хлоридної кислоти з магнієм і хлоридної кислоти з магній оксидом. Яка з реакцій є окисно-відновною?

3. Напишіть рівняння реакції магнію з хлором, складіть електронний баланс та розгляньте процеси окиснення й відновлення.

4. За наведеними схемами напишіть рівняння реакцій, визначте їх типи за відомими вам класифікаціями. Для окисно-відновних реакцій напишіть електронний баланс, зазначте процеси окиснення й відновлення, окисник та відновник:



5*. Розбавлена нітратна кислота взаємодіє з міддю, утворюючи сіль купрум(II) нітрат, воду та нітроген(II) оксид. Напишіть рівняння реакції та здійсніть добір коефіцієнтів на основі електронного балансу.

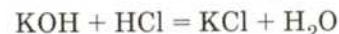
6*. У наведених на **Сторінці ерудита** прикладах зазначте окисники та відновники, процеси окиснення та відновлення.

§ 17 Тепловий ефект реакції. Екзотермічні та ендотермічні реакції

Кожна речовина за постійних температури і тиску володіє певним запасом енергії, яку називають **внутрішньою енергією**. Ця енергія складається з енергії хаотичного теплового руху складових частинок речовини та енергії взаємодії цих частинок.

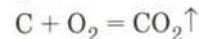
Теплові явища, що супроводжують хімічні реакції. У хімії важливою характеристикою хімічних реакцій є зміна внутрішньої енергії речовин у процесі реакції. Про те, що ця зміна відбувається, переконаємося, виконавши досліди.

Дослід 1. У скляній посудині проведемо реакцію нейтралізації луку кислотою. Реакція відбувається досить швидко:

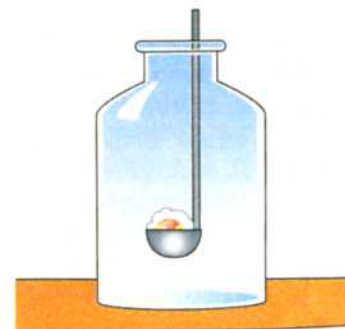


Доторкнувшись долонею до стінки посудини, відчуємо, що вона стала теплою. Отже, ця реакція супроводжується виділенням теплоти.

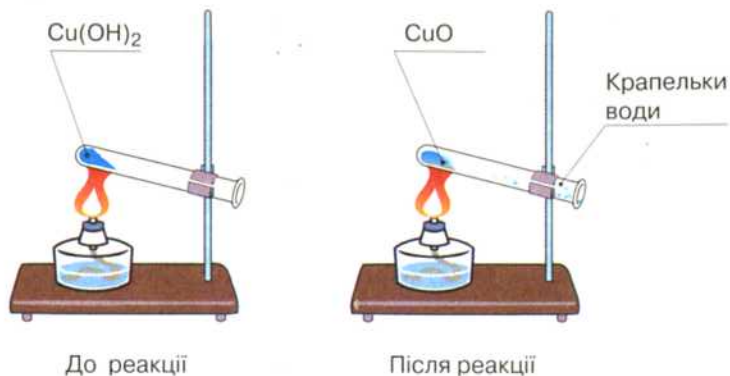
Дослід 2. У наповненій киснем колбі спалимо вуглинку, розжарену на повітрі (мал. 29):



Після того як горіння припиниться, доторкнемось долонею до стінки посудини і виявимо, що вона нагрілася, тобто і в цій реакції відбулася зміна внутрішньої енергії речовин, наслідком чого стало виділення теплоти в зовнішнє середовище. На відміну від першої реакції, спостерігалось також виділення світлової енергії.

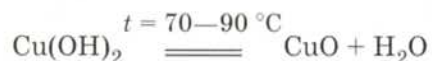


Мал. 29. Горіння вугілля є екзотермічною реакцією



Мал. 30. Розкладання купрум(II) гідроксиду є ендотермічною реакцією

Дослід 3. Проведемо термічне розкладання нерозчинного у воді купрум(II) гідроксиду, який добудемо реакцією обміну між розчинами відповідної солі та лугу. Пробірку закріпимо в лапці штатива (мал. 30) та почнемо нагрівати. Досить швидко стануться видимі зміни — блакитний колір осаду почне змінюватися на чорний, а ближче до отвору пробірки конденсується водяна пара. Ці зміни є результатом розкладу нерозчинної основи на оксид і воду:



Як бачимо, реакція розкладу купрум(II) гідроксиду відбулася внаслідок нагрівання.

Отже, робимо висновок, що самочинно, без надходження теплоти, купрум(II) гідроксид не розкладається. Розглянута реакція є прикладом реакцій, що супроводжуються вбиранням теплоти.

Суть теплових явищ, що супроводжують хімічні реакції. Перед утворенням продуктів реакції, що відрізняються від реагентів як за хімічним складом, так і за типами хімічних зв'язків, хімічні зв'язки в речовинах-реагентах під впливом різних видів енергії (теплової, світлової, електричної) руйнуються. Щоб зруйнувати будь-що в природі, потрібно витратити певну кількість енергії. Не є винятком з цього правила і руйнування хімічних зв'язків у сполуках.

Пригадайте, що для руйнування зв'язків між молекулами (лід, парафін, твердий вуглекислий газ, цукор тощо) достатньо невеликої кількості теплової енергії. А щоб, не вдаючися до розчинення, зруйнувати хімічні зв'язки між йонами (натрій хлорид, питна сода тощо), доводиться витратити велику

кількість теплової енергії (принаймні на газовій плиті вам їх розплавити не вдасться).

Проте особливість хімічних реакцій в тому й полягає, що після руйнування одних хімічних зв'язків обов'язково формуються нові, і цей процес супроводжується виділенням теплоти. Цілком логічно передбачити, що розглянуті протилежні, але взаємопов'язані процеси потребують різної кількості теплоти. Якщо на руйнування зв'язків у взятих для реакції речовинах теплоти витрачається менше, ніж її виділяється під час утворення хімічних зв'язків у продуктах реакції, то «залишок» теплової енергії виділяється у зовнішнє середовище. Це ми спостерігали у перших двох дослідах.

Якщо ж теплота, необхідна для руйнування хімічних зв'язків у реагентах, переважає теплоту, що виділяється під час утворення хімічних зв'язків у продуктах реакції, то без додаткового надходження теплоти із зовні взаємодія речовин не відбудеться. Подібні реакції можливі лише за рахунок вбирання додаткової кількості теплоти. Ось чому третій дослід ми проводили при нагріванні.

Подібно до теплових явищ під час розчинення речовин, теплові явища, що супроводжують хімічні реакції, зумовлені різницею між кількістю теплоти, яку треба витратити на руйнування хімічних зв'язків у реагентах, і кількістю теплоти, що виділяється при утворенні нових хімічних зв'язків у продуктах хімічної реакції.

Ця різниця дістала назву **теплого ефекту хімічної реакції**.

Тепловий ефект хімічної реакції — це кількість теплоти, що виділяється або вбирається в результаті хімічної реакції.

Тепловий ефект реакції за постійного тиску називають *ентальпією* реакції і позначають ΔH (читається дельта-аш).

В одних реакціях ця різниця істотна, як у реакції горіння різних видів палива, в інших — незначна, наприклад у реакціях нейтралізації.

Теплота вимірюється в джоулях (Дж) і кілоджоулях (кДж). Тож одиницями вимірювання теплового ефекту теж є *джоулі та кілоджоулі*.

Класифікація реакцій за тепловим ефектом хімічної реакції. За такою ознакою, як *тепловий ефект хімічної реакції*, їх поділяють на ендотермічні й екзотермічні.

Ендотермічні реакції (від грец. *ендо* — всередині) — це реакції, що відбуваються з поглинанням теплоти.

У розглянутих дослідах такою реакцією було термічне розкладання купрум(II) гідроксиду.

Екзотермічні реакції (від грец. *екзо* — назовні) — це реакції, що відбуваються з виділенням теплоти.

У розглянутих перших двох дослідах відбулися екзотермічні реакції. Усі реакції горіння речовин є екзотермічними реакціями.

ΔH може набувати додатного (записують $+\Delta H$) або від'ємного (записують $-\Delta H$) значення. Якщо ΔH є додатним числом, то це означає, що внутрішня енергія речовин після реакції, порівняно з внутрішньою енергією речовин до реакції, збільшилася. Це можливо лише за умови вбирання теплоти, тобто під час *ендотермічної реакції*. Якщо ж ΔH є від'ємним числом, то, навпаки, внутрішня енергія речовин після реакції, порівняно з внутрішньою енергією речовин до реакції, зменшилася. Тобто певна кількість теплоти виділилася в зовнішнє середовище, що властиво *екзотермічним реакціям*. Отже, робимо висновок, що *тепловий ефект хімічної реакції дорівнює різниці між внутрішньою енергією продуктів реакції та внутрішньою енергією реагентів*.

До речі, будь-яка хімічна реакція призводить до руйнування одних та утворення інших хімічних зв'язків, утворення нових речовин, але не нових атомів. Тож коли ми говоримо про утворення після реакції нових речовин, це зовсім не означає, що здійснено заповітну мрію алхіміків — добуто нову речовину, до складу якої входять атоми хімічних елементів, відсутніх у складі реагентів. Добуванням інших хімічних елементів характеризуються ядерні реакції, а не хімічні.

Термохімічне рівняння реакції. Донедавна тепловий ефект хімічної реакції записували безпосередньо в рівнянні реакції після хімічних формул продуктів реакції зі знаком плюс, якщо реакція екзотермічна, або зі знаком мінус, якщо реакція ендотермічна.

Нині тепловий ефект хімічної реакції в разі необхідності прийнято записувати через крапку з комою в одному рядку з молекулярним рівнянням реакції. Це тому, що в сучасній хімії тепловий ефект розглядають з позиції збільшення чи зменшення внутрішньої енергії речовин внаслідок реакції. *Збільшення внутрішньої енергії у продуктів реакції порівняно з енергією реагентів вважається позитивним тепловим ефектом ендотермічної хімічної реакції, величина якого позначається зі знаком плюс, а зменшення — негативним тепловим ефектом екзотермічної хімічної реакції, і величина його позначається зі знаком мінус.*

Розглянемо це на конкретних прикладах відомих вам реакцій, зауваживши, що в рівнянні зазначається тепловий ефект з розрахунку на кількість речовин, задіяних у хімічній реакції, а не на 1 моль продукту чи продуктів реакції.

Приклад 1. Як термічно розкласти малахіт?

Малахіт — це мінерал, склад якого передає хімічна формула $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$. Досить трохи його нагріти, як починається реакція розкладу:



Тепловий ефект цієї реакції зі знаком плюс означає, що внутрішня енергія речовин після реакції збільшилася на 47 кДж. Тож у процесі реакції відбулося вбирання теплоти, що є ознакою ендотермічної реакції.

Приклад 2. Як відбувається горіння метану в кисні?

Ця реакція є екзотермічною й відбувається з виділенням значної кількості теплоти, на чому й ґрунтується широке використання метану (основної складової частини природного газу) як пального.

Запишемо молекулярне (1) та термохімічне (2) рівняння цієї реакції:



Тепловий ефект зі знаком мінус означає, що під час реакції внутрішня енергія речовин зменшилася на 891 кДж і саме стільки теплоти виділяється в зовнішнє середовище при спалюванні 1 моль метану й утворенні 1 моль вуглекислого газу й 2 моль води. Тож ця реакція екзотермічна.

Для чого розраховують тепловий ефект хімічної реакції. Теплові ефекти хімічних реакцій визначають експериментально з розрахунку на кількість речовини реагентів чи продуктів реакції згідно з молекулярним рівнянням. Реакції проводять у спеціальному приладі *калориметрі*, або ж обчислюють теоретично. Це потрібно не лише для наукових цілей, а й для правильного та безпечного практичного використання екзотермічних та ендотермічних реакцій. Зокрема, паливо спалюють у великих кількостях з різною метою — для одержання тепла, для перетворення його на електричну енергію, для виконання механічної роботи тощо (мал. 31). Все це керовані процеси й для їх безпечного перебігу потрібно здійснювати точні розрахунки на основі теплових ефектів хімічних реакцій.

При проведенні у промислових масштабах ендотермічних реакцій (добування негашеного вапна термічним розкладом кальцій карбонату, відновлення металів із руд тощо) знання



Мал. 31. Практичне використання екзотермічних реакцій

теплого ефекту реакцій дає змогу стежити за тим, щоб не трапилося небажаного охолодження й реакція не припинилася.

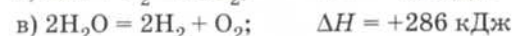
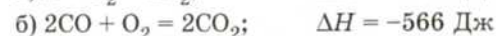
ПІДІБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- Усі речовини наділені внутрішньою енергією, що складається з енергії теплового руху й енергії взаємодії складових частинок речовини.
- Під час хімічних реакцій спостерігається зміна внутрішньої енергії речовин внаслідок руйнування хімічних зв'язків, властивих речовинам-реагентам, та утворення нових хімічних зв'язків, притаманних продуктам реакції.
- Різниця між внутрішньою енергією продуктів реакції і реагентів називається **тепловим ефектом хімічної реакції** (позначається ΔH), який вимірюється в джоулях або кілоджоулях й характеризує кількість теплоти, що виділяється або вбирається під час хімічної реакції.
- За тепловим ефектом хімічні реакції класифікують на екзотермічні й ендотермічні.

- **Екзотермічні реакції** супроводжуються виділенням теплоти, **ендотермічні** — вбиранням теплоти.
- Величину теплового ефекту ендотермічних реакцій записують зі знаком плюс, а екзотермічних — зі знаком мінус.
- Рівняння реакції, в якому зазначено її тепловий ефект, називається **термохімічним рівнянням**.

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Поясніть, чому одні реакції супроводжуються виділенням теплоти, інші ж — її вбиранням.
2. Дайте визначення теплового ефекту хімічної реакції та наведіть класифікацію реакцій за цією ознакою.
3. За наведеними термохімічними рівняннями розподіліть реакції на екзотермічні й ендотермічні:



4. У результаті взаємодії 1 моль водню й 1 моль хлору утворюється 2 моль гідроген хлориду й виділяється 183,6 кДж теплоти. Напишіть термохімічне рівняння цієї реакції.

5*. Обчисліть тепловий ефект реакції горіння вуглецю та напишіть її термохімічне рівняння, якщо відомо, що при спалюванні вуглецю масою 3 г виділяється 32,85 кДж теплоти.

§ 18 Швидкість хімічної реакції. Залежність швидкості хімічної реакції від різних чинників

Поняття про швидкість хімічної реакції. Фізичний зміст поняття *швидкості* вам відомий. У фізиці це поняття означає шлях, пройдений тілом за одиницю часу. А що означає швидкість у хімії?

Швидкість у хімії означає тривалість перетворення одних речовин на інші. Пригадайте, що перетворення луку й кислоти на сіль і воду відбувається миттєво. Щоб добути сіль і воду взаємодією купрум(II) оксиду із розбавленою сульфатною кислотою, потрібно кілька хвилин. Срібні вироби з часом тьмяніють, бо на повітрі відбувається окиснення срібла киснем. Тривалість цієї взаємодії за кімнатної температури обчислюється місяцями (мал. 32).

Щойно ми навели надто загальне порівняння тривалості перетворення одних речовин на інші та пересвідчилися, що перебіг хімічних явищ характеризується великою різницею у часі. Щоб знати точно, а не приблизно, скільки часу триває перетворення одних речовин на інші та наскільки швидко воно



Мал. 32. Приклади різних за тривалістю хімічних явищ

закінчується, введено поняття **швидкість хімічної реакції** (як у фізиці, позначається латинською літерою v).

Швидкість хімічної реакції пов'язують із кількістю 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 обчислення здійснюють на 1 л розчину, кількість речовини виражають у молях, а час — у секундах.

Наприклад, до реакції вміст одного з реагентів становив 5 моль в 1 л розчину. Це можна записати **5 моль/л** (читається **моль на літр**). Через 6 с його взаємодії з іншим реагентом вміст реагенту дорівнював 2 моль/л. За наведеними даними з'ясуємо, яка кількість реагенту з розрахунку на 1 л розчину витрачалася за 1 с. Для цього:

1) обчислимо зміну кількості речовини за вказаний проміжок часу:

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

2) поділимо знайдену кількість речовини на час перебігу реакції, тобто на 6 секунд:

$$3 \text{ моль/л} : 6 \text{ с} = 0,5 \text{ моль/л} \cdot \text{с}.$$

Знайдена частка від ділення показує, що в 1 л реакційної суміші щосекунди витрачалося 0,5 моль речовини.

Слід зазначити, що, крім масової частки розчиненої речовини в розчині, її вміст можна виражати **концентрацією**. Так, **молярна концентрація** показує, *скільки моль розчиненої речовини міститься в 1 л розчину*, і має одиницю вимірювання **моль/л**. *Зверніть увагу*, що в наведеному прикладі вміст розчиненої речовини також був виражений у цих одиницях. Тобто від самого початку йшлося про **молярну концентрацію речовини**. На підставі цього сформулюємо визначення швидкості хімічної реакції:

Швидкість хімічної реакції — це зміна концентрації одного з реагентів чи одного з продуктів реакції за одиницю часу при незмінному об'ємі гомогенної системи, що складається з реагентів та продуктів їх взаємодії.

Гомогенність (однорідність) хімічної реакції як системи вказує, що взаємодія відбувається в усьому об'ємі одночасно. Для обчислення швидкості такої хімічної реакції треба зміну концентрації речовин, виражену в моль/л, поділити на час у секундах, протягом якого ця зміна відбувалася.

Відповідно до цього робимо висновок:

Для визначення швидкості гомогенної хімічної реакції потрібні дані про кількість речовини реагенту, що витратився, чи кількість речовини продукту реакції, що утворився за час її проведення, виражені в моль/л, та тривалість хімічної реакції, обчислену в секундах.

Вплив деяких чинників на швидкість хімічної реакції. Поняття *концентрація* характеризує вміст розчиненої речовини в розчині, тому це поняття не вживають стосовно речовин, що перебувають у твердому агрегатному стані, — для них визначальним чинником швидкості реакції є площа поверхні реагенту.

Вплив площі контакту реагентів на швидкість хімічної реакції. Для твердих речовин швидкість хімічної реакції залежить від загальної площі взаємодії реагентів: чим більша поверхня зіткнення реагентів, тим швидше відбувається взаємодія.

Що це справді так, ви переконаєтеся під час виконання завдання 1 лабораторного досліду 5, вказівки щодо проведення якого містяться в рубриці «Сторінка природодослідника».

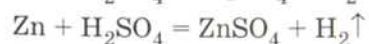
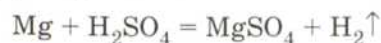
Вплив температури на швидкість хімічної реакції. Про істотний вплив *температури* на швидкість хімічної реакції свідчать такі дані щодо реакції між воднем і киснем з утворенням води. За кімнатної температури швидкість реакції настільки мала, що реакція практично не відбувається. За температури $+500\text{ }^{\circ}\text{C}$ реакція триває 50 хв, за температури $+700\text{ }^{\circ}\text{C}$ — відбувається миттєво. Пригадайте, що під час нагрівання виділення водню у реакції заліза з кислотою відбувається набагато швидше, ніж без нагрівання.

Вплив природи речовин на швидкість хімічної реакції. Неабиякий вплив на швидкість хімічної реакції має також **природа речовин**. Пригадаємо та проведемо дослід, який виконували у 8 класі під час вивчення хімічних властивостей кислот, а саме, їх взаємодію з різними металами.

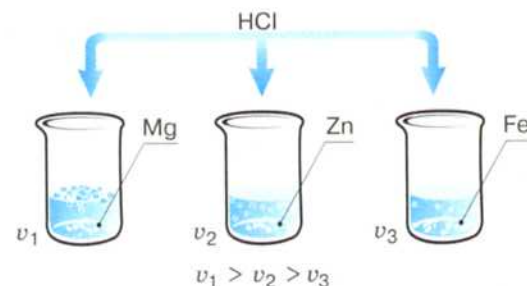
Перевіримо залежність швидкості реакції металів з кислотою від природи металу дослідним шляхом.

Для цього нам з н а д о б л я т ь с я: 3 пробірки, розбавлена сульфатна кислота, магнієва стрічка, гранули цинку та шматочок заліза, дібрані так, щоб поверхні контакту в металах були приблизно однакові (*поміркуйте, наскільки це важливо в даному експерименті*).

У три стакани (мал. 33) наллємо по 20 мл розбавленої сульфатної кислоти. У перший помістимо магній, у другий — цинк, у третій — залізо. Спостерігатимемо, як у трьох стаканах відразу розпочалися хімічні реакції, про що свідчить виділення пухирців водню:



Водночас спостереження показує, що ці реакції відбуваються з різною швидкістю.

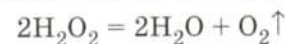


Мал. 33. Природа реагентів впливає на швидкість хімічних реакцій

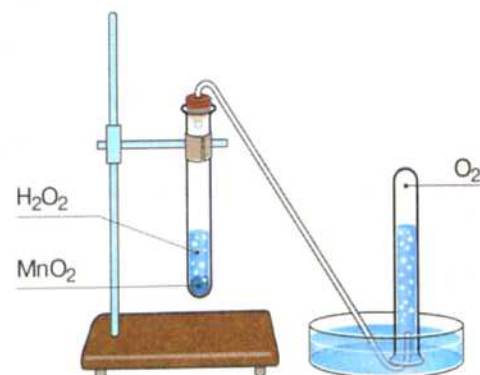
Розбавимо вміст кожного стакана водою вдвічі й побачимо, що в усіх стаканах швидкість хімічної реакції зменшилася, проте загальна тенденція $v_1 > v_2 > v_3$ збереглася.

Таким чином, дослідним шляхом дістаємо підтвердження, що природа реагуючих речовин належить до чинників швидкості хімічної реакції.

Вплив каталізаторів на швидкість хімічної реакції. Про цей чинник ви довідалися на самому початку вивчення хімії в основній школі, коли добували кисень з гідроген пероксиду. Гідроген пероксид H_2O_2 — нестійка сполука, яка з часом самочинно розкладається на воду й кисень (на світлі цей процес відбувається швидше, тому лікарський препарат під назвою «Перекис водню» — розчин з масовою часткою гідроген пероксиду 3% — зберігають у скляному посуді темного кольору):



Якщо ж до нього додати небагато (на кінчику шпателя) манган(IV) оксиду, то швидкість реакції зростає в десятки разів (мал. 34).



Мал. 34. Дослід, що підтверджує вплив каталізаторів на швидкість хімічних реакцій

Каталізатори прискорюють швидкість каталітичних реакцій (реакцій, що відбуваються за наявності каталізатора).

Вплив освітлення на швидкість хімічної реакції. У деяких випадках на швидкість хімічної реакції впливає інтенсивність освітлення суміші реагуючих речовин. У темряві, наприклад, метан взаємодіє з хлором повільно. Якщо ж реакційну суміш помістити під пряме сонячне світло, реакція відбуватиметься настільки швидко, що станеться вибух.

Про вплив *концентрації реагентів* на швидкість хімічної реакції дізнайтеся, виконавши завдання 2 лабораторного досліду 5.

Для чого потрібні знання про швидкість хімічної реакції. Без використання знань про швидкість хімічної реакції та її зміну під впливом різних чинників не обходиться жодне хімічне виробництво. Теоретичними обчисленнями та експериментальним шляхом добирають концентрацію, температуру, площу взаємодії твердих речовин, у разі необхідності — каталізатор. Це необхідно для того, щоб хімічна реакція відбувалася з достатньою швидкістю та щоб унеможливити самовільне зупинення реакції чи занадто швидкий вибухонебезпечний перебіг хімічного процесу. Потім вирішують, як відвести зайву кількість теплоти, як збільшити площу зіткнення реагентів тощо. Ці питання настільки важливі, що ними займається окремих розділ хімії, який називають *хімічною кінетикою*.

Знання про швидкість хімічної реакції корисні і в повсякденному житті людини. Так, встановлено, що з нагріванням на кожні $10\text{ }^{\circ}\text{C}$ швидкість реакції збільшується в 2—4 рази. Знаючи це, неважко підрахувати, у скільки разів збільшується швидкість взаємодії речовин прального порошку з брудом на білизні під час нагрівання, та зрозуміти, чому багато виробів із тканин, і насамперед постільну білизну, перуть за температури $80\text{—}100\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Далекі від знань про хімічну кінетику, люди здавна користувалися її закономірностями: щоб швидше «підходило» тісто, посудину з ним ставили у тепле місце, а щоб довше зберегти молоко свіжим, тримали його в холодному місці чи ставили глечик з молоком у холодну воду. Домоткане полотно ваші прабабусі вибілювали на сонці, періодично намочуючи його у воді тощо.



СТОРІНКА ПРИРОДОДОСЛІДНИКА

Лабораторний дослід 5. Вплив площі поверхні контакту реагентів, концентрації й температури на швидкість хімічної реакції.

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

В одну пробірку покладіть грудочку крейди з приблизним діаметром $0,5\text{ см}$, у другу — порошок крейди, рівноцінний за масою грудочці. В обидві пробірки обережно додайте близько 2 мл хлоридної кислоти. В якій із пробірок реакція відбувається швидше? Чим це можна пояснити?

Сформулюйте висновок про залежність швидкості хімічної реакції твердого реагенту від площі його стикання з іншим реагентом.

Завдання 2. 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, з однаковою чи різною швидкістю відбуваються реакції в обох пробірках. Здобуті результати обґрунтуйте та зробіть висновок про вплив концентрації хлоридної кислоти на швидкість хімічної реакції.

Завдання 3. Дослідіть вплив температури на швидкість хімічної реакції.

Візьміть із попереднього досліду ту пробірку, в якій відбувається реакція цинку з розбавленою вдвічі водою хлоридною кислотою, та нагрійте її. Як вплинуло нагрівання на перебіг реакції?

Сформулюйте висновок про залежність швидкості хімічної реакції за участю твердого реагенту від площі стикання речовин і температури.

Напишіть рівняння проведених вами хімічних реакцій. Результати виконання лабораторного дослідження оформіть в зошиті у вигляді таблиці:

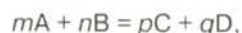
Завдання	Чинник впливу	Спостережувані зміни	Висновок

ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- Швидкість хімічної реакції — це зміна концентрації реагентів чи продуктів реакції за одиницю часу при незмінному об'ємі гомогенної системи.
- Різні хімічні реакції відбуваються з неоднаковою швидкістю.
- До чинників, що впливають на швидкість хімічних реакцій, належать: *природа реагентів, концентрація речовин, температура, площа поверхні твердих речовин, доступна для взаємодії з іншою речовиною, тобто ступінь подрібнення, наявність каталізатора, інтенсивність освітлення* (для деяких реакцій).
- Знання про швидкість хімічних реакцій дають змогу керувати їх перебігом, прискорюючи або в разі потреби сповільнюючи їх.



У 1867 р. норвезькі вчені К. Гульдберг і П. Вааге вивели математичну залежність між швидкістю хімічної реакції та концентрацією речовин. Розкриємо її на прикладі реакції, що відбувається в одну стадію і виражається таким загальним рівнянням:



в якому m, n, p, q — коефіцієнти; A, B, C, D — формули речовин.

Швидкість цієї реакції визначають за формулою:

$$v = K[C_A]^m \cdot [C_B]^n,$$

де v — швидкість реакції; C_A, C_B — молярні концентрації реагентів; K — константа, яка дорівнює швидкості цієї реакції при концентрації реагентів 1 моль/л і є довідниковою величиною. Формула підтверджує, що:

швидкість хімічної реакції прямо пропорційна добутку концентрацій реагентів, піднесених до степеня, що дорівнює коефіцієнтам.

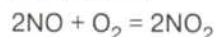
Ця закономірність увійшла в науку як *закон діючих мас*.

Скористаємося цим законом для розв'язування задачі.

Задача. Як зміниться швидкість гомогенної реакції нітроген(II) оксиду з киснем, якщо продуктом цієї реакції є нітроген(IV) оксид?

Розв'язання

Запишемо хімічне рівняння реакції:



Запишемо формулу для обчислення швидкості цієї реакції:

$$v = K[C_{NO}]^2 \cdot [C_{O_2}]$$

Якщо концентрація реагентів збільшиться в 2 рази, то формула матиме вигляд:

$$v_1 = K[2 \cdot C_{NO}]^2 \cdot [2 \cdot C_{O_2}],$$

звідси $2^2 \cdot 2 = 8$.

Відповідь: швидкість реакції збільшиться у 8 раз.

У 1884 р. голландський хімік Я. Х. Вант-Гофф вивів залежність швидкості реакції від температури, що дістала назву **правило Вант-Гоффа**:

При підвищенні температури на кожні 10 °С швидкість реакції збільшується в середньому в 2—4 рази.

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_{t_1} і v_{t_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 2.

Обчислення проводимо за формулою:

$$v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}; \quad v_{t_2} = v_{t_1} \cdot 2^{\frac{55 - 25}{10}}; \quad v_{t_2} = v_{t_1} \cdot 2^3; \quad 2^3 = 8.$$

Відповідь: швидкість реакції збільшиться у 8 раз.

Якщо ж у цій самій реакції провести нагрівання до 75 °С, то швидкість реакції збільшиться у 32 рази.

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

- Що в хімії розуміють під швидкістю хімічної реакції?
- Які чинники впливають на швидкість хімічної реакції?
- Наведіть конкретні приклади впливу різних чинників на швидкість хімічної реакції.
- З точки зору хімічної кінетики поясніть, чому продукти харчування зберігають у холодильниках.
- *. У скільки разів збільшиться швидкість деякої реакції, температурний коефіцієнт якої 4, якщо температуру збільшити на 40 °С?

ЗАВДАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ ДО КОНТРОЛЮ ЗНАТЬ З ТЕМИ 2

(для виконання у робочих зошитах)

1. Укажіть, до якого типу реакцій належить реакція магній оксиду з сульфатною кислотою.

- А. Сполучення.
- Б. Обміну.
- В. Розкладу.
- Г. Заміщення.

2. Укажіть, до якого типу реакцій належить реакція магнію з сульфатною кислотою.

- А. Сполучення.
- Б. Обміну.
- В. Розкладу.
- Г. Заміщення.

3. Встановіть відповідність між типами хімічних реакцій і схемами хімічних рівнянь.

Типи реакцій

- 1. Сполучення.
- 2. Розкладу.
- 3. Заміщення.
- 4. Обміну.

Схеми рівнянь

- А. $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$
- Б. $\text{BaO} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{BaSO}_3$
- В. $\text{NaOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- Г. $\text{Fe} + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$

4. Встановіть відповідність між екзотермічними й ендотермічними реакціями та конкретними прикладами рівнянь реакцій.

Типи реакцій

- 1. Екзотермічні
- 2. Ендотермічні

Термохімічні рівняння

- А. $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$; $\Delta H = -393$ кДж
- Б. $\text{C} + \text{H}_2\text{O} = \text{CO} + \text{H}_2$; $\Delta H = +131,4$ кДж
- В. $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$; $\Delta H = -802,6$ кДж
- Г. $2\text{C} + \text{SiO}_2 + 2\text{H}_2 = \text{SiH}_4 + 2\text{CO}$; $\Delta H = +20,4$ кДж

5. Укажіть, у якому випадку взаємодія цинку з хлоридною кислотою відбуватиметься найактивніше, якщо в усіх реакціях використовується хлоридна кислота з однаковою масовою часткою хлороводню.

- А. Реакцію проводять з цинковою пластинкою.
- Б. Реакцію проводять з цинковими гранулами.
- В. Реакцію проводять з цинковим порошком.
- Г. Реакцію проводять з цинковим пилом.

6. У реакції $4\text{Mg} + 10\text{HNO}_3 = 4\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} + 5\text{H}_2\text{O}$ позначте відновник.

- А. Нітроген.
- Б. Гідроген.
- В. Магній.
- Г. Оксиген.

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

- А. Нітроген.
- Б. Гідроген.
- В. Купрум.
- Г. Оксиген.

8. За наведеними схемами запишіть хімічні рівняння та вкажіть серед них рівняння окисно-відновних реакцій.

- А. $\text{Mg} + \text{HCl} \rightarrow$
- Б. $\text{ZnO} + \text{HNO}_3 \rightarrow$
- В. $\text{ZnCO}_3 \xrightarrow{t}$
- Г. $\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t}$

9. Складіть електронний баланс окисно-відновної реакції $\text{Zn} + \text{S} \rightarrow \text{ZnS}$. У відповіді зазначте суму відданих і приєднаних електронів.

- А. 3.
- Б. 2.
- В. 4.
- Г. 1.

10. Зважаючи на зазначені ступені окиснення, укажіть, у якому з випадків Нітроген не може далі відновлюватися.

- | | | | |
|-------|-------|-------|-------|
| 0 | +2 | +5 | -3 |
| А. N. | Б. N. | В. N. | Г. N. |

11. Зважаючи на зазначені ступені окиснення, укажіть, у якому з випадків Сульфур не може піддаватись подальшому окисненню.

- | | | | |
|-------|-------|-------|-------|
| 0 | +6 | +4 | -2 |
| А. S. | Б. S. | В. S. | Г. S. |

12. Виберіть твердження, що правильно характеризують вплив підвищення температури на перебіг екзо- та ендотермічних реакцій.

- А. Збільшення температури прискорює екзотермічні реакції.
- Б. Збільшення температури сповільнює екзотермічні реакції.
- В. Збільшення температури прискорює ендотермічні реакції.
- Г. Збільшення температури сповільнює ендотермічні реакції.

13. Напишіть термохімічне рівняння горіння водню, якщо відомо, що під час згорання водню масою 2 г виділяється 285,9 кДж теплоти.

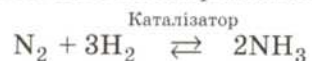
14. Напишіть термохімічне рівняння утворення нітроген(II) оксиду, якщо під час окиснення азоту масою 7 г поглинається 45,2 кДж теплоти.

15. Укажіть, яка з двох реакцій обміну відбудеться в розчині практично до кінця.

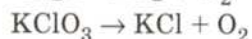
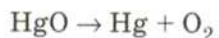
А. Калій карбонат + магній нітрат.

Б. Калій карбонат + натрій нітрат.

16. До яких відомих вам типів хімічних реакцій належить реакція добування амоніаку, що супроводжується виділенням теплоти і описується наведеним рівнянням?



17. Укажіть, за якими ознаками укладено цей перелік схем рівнянь реакцій.



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

ТЕМА 3 Найважливіші органічні сполуки

Вивчивши цю тему, ви дізнаєтеся про:

- причину різноманітності органічних сполук, незважаючи на невелику кількість елементів-органогенів;
- класифікацію органічних речовин;
- особливості будови органічних сполук, їх кількісний та якісний склад;
- групи атомів, що зумовлюють схожі властивості органічних сполук одного класу;
- основні фізичні й хімічні властивості органічних сполук;
- загальні способи добування органічних сполук, їх 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.

Знання цієї теми збагатять вас такими вміннями:

- складати молекулярні, структурні та електронні формули найважливіших органічних сполук;
- писати рівняння хімічних реакцій за участю органічних речовин;
- характеризувати склад, структуру, фізичні та хімічні властивості найважливіших органічних сполук;
- порівнювати органічні речовини між собою та з неорганічними речовинами;
- розрізняти органічні речовини за їх характерними ознаками та властивостями;
- розв'язувати розрахункові задачі різних типів, умови яких містять відомості про органічні речовини;
- встановлювати причинно-наслідкові зв'язки між складом, будовою, властивостями і застосуванням найважливіших органічних сполук;
- складати план хімічного експерименту з органічними сполуками та самостійно проводити його.

§ 19 Спільні й відмінні ознаки органічних і неорганічних сполук. Будова атома Карбону та утворення ним хімічних зв'язків

Про поділ речовин на неорганічні та органічні ви довідалися ще у 5 класі на уроках природознавства.

▲ Розгляньте малюнок 35 та наведіть приклади інших відомих вам органічних сполук.



Мал. 35. Органічні сполуки та вироби з них

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.

Порівняно з неорганічними органічних сполук значно більше, відкриття органічних сполук триває. Тож нині — це величезна група сполук (понад 10 млн) з різним складом і властивостями, проте кожна сполука обов'язково містить атоми Карбону. Саме тому розділ хімії, що вивчає органічні речовини, називають не лише *органічною хімією*, а й *хімією сполук Карбону*.

Майже всі органічні речовини містять крім атомів Карбону 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.

Спільні ознаки органічних і неорганічних сполук. Органічні сполуки, як і неорганічні, за нормальних умов можуть перебувати в різних агрегатних станах. Наприклад, метан CH_4 — газ, оцтова 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. Серед 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 вихідних речовин.

Органічні та неорганічні речовини — постійні учасники процесу обміну речовин у живій природі. Пригадайте, що завдяки фотосинтезу з неорганічних речовин води і вуглекислого газу утворюється органічна речовина глюкоза та неорганічна — кисень. А органічні речовини, що входять до складу продуктів харчування, в організмі людини та тварин перетворюються на неорганічні речовини.

Фізичні властивості неорганічних та органічних речовин характеризуються тими самими ознаками — густиною, кольором, розчинністю, температурами плавлення і кипіння, агрегатним станом тощо.

Але між неорганічними та органічними речовинами є й чимало відмінностей.

Відмінні ознаки органічних і неорганічних сполук. *Перша відмінність* відображена у самому визначенні органічних речовин — всі вони містять атоми Карбону, тоді як серед неорганічних речовин цього не спостерігається.

Друга відмінність полягає в тому, що до складу різних неорганічних речовин входять майже всі відомі хімічні елементи, а до складу молекул органічних — невелика кількість хімічних елементів-органогенів та деякі інші.

Третя відмінність пов'язана з хімічними зв'язками. Основним типом хімічного зв'язку в молекулах органічних речовин є ковалентний зв'язок. Йонних сполук серед неорганічних речовин більше, ніж серед органічних.

Четвертою відмінністю є те, що серед органічних речовин відсутні речовини атомної будови, а також прості речовини.

П'ята та шоста відмінності — це погана розчинність багатьох органічних сполук у воді й добра в органічних розчинниках (ацетоні, бензині тощо). Тому більшості з них не властива електролітична дисоціація.

Сьомою відмінністю є те, що органічні речовини, за деяким винятком, горять на повітрі з виділенням теплоти, а серед продуктів реакції є вуглекислий газ і вода.

Восьма відмінність — органічні речовини мають нижчі температури плавлення і кипіння, ніж більшість неорганічних речовин.

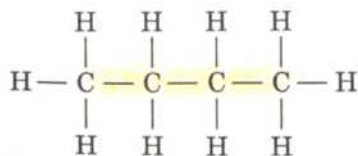
Дев'ята та десята відмінності пояснюють, чому органічних речовин у десятки разів більше, ніж неорганічних. Річ у тім, що в неорганічній хімії одна молекулярна формула відповідає лише одній речовині, тоді як в органічній хімії *однакову молекулярну формулу* можуть мати різні речовини. Та, незважаючи на це, *будова й властивості таких речовин різні*. Наявність речовин з однаковим кількісним та 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 температури $+78,3\text{ }^\circ\text{C}$ і диметиловий етер — газувата речовина з температурою кипіння $-23\text{ }^\circ\text{C}$. Етанол і диметиловий етер — ізомери.

Ізомери — це речовини з однаковим якісним та кількісним складом молекул, але різною будовою і властивостями.

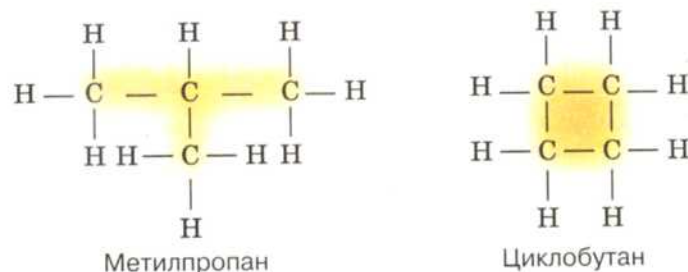
Існує 75 ізомерів з молекулярною формулою $C_{10}H_{22}$!

Десята відмінність органічних речовин від неорганічних розкриває суть дев'ятої. Якщо у неорганічних речовин лише зрідка два атоми одного хімічного елемента сполучаються між собою хімічним зв'язком, наприклад атоми Оксигену в гідроген пероксиді $H-O-O-H$, то **сполучення між собою двох і більше атомів Карбону — характерна ознака органічних речовин.**

Сполучаючись один з одним, атоми Карбону утворюють карбон-карбоніві ланцюги *прямої, розгалуженої та циклічної (замкненої) будови*:



n-Бутан



У наведених структурних формулах речовин між двома сусідніми атомами Карбону утворюється лише по одному хімічному зв'язку. **Зверніть увагу:** при цьому кожний атом Карбону **чотиривалентний**. У ряді електронегативності елементи Карбон і Гідроген — сусіди. Тож різниця в електронегативності між ними мінімальна й утворені ковалентні зв'язки слабо полярні.

Одинадцята відмінність полягає в тому, що органічні речовини — це основні складові живої природи, тоді як неорганічні речовини становлять основу неживої природи.

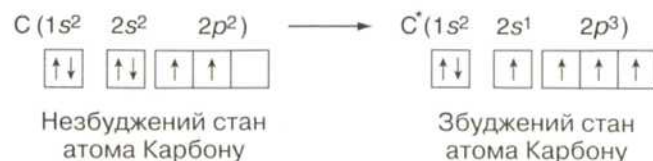
Будова атома Карбону в основному і збудженому станах. Як ви вже знаєте, у молекулах між атомами неметалічних елементів утворюються ковалентні зв'язки. Один ковалентний зв'язок утворюється двома неспареними електронами — по одному від кожного атома.

Пригадаємо електронну і графічну електронну формули атома Карбону та з'ясуємо його валентні можливості:



Наведені електронна та графічна електронна формули атома Карбону суперечать щойно розглянутим структурним формулам *n*-бутану, метилпропану та циклобутану. Адже не може бути, щоб атом Карбону, маючи 2 неспарених електрони, міг утворювати 4 ковалентних зв'язки. Цю суперечність у сучасній теорії хімічної будови органічних речовин було розв'язано введенням понять про **основний та збуджений стани атома**.

Розглянута електронна формула атома Карбону характеризує перебування його в основному (незбудженому) стані. З графічної електронної формули атома Карбону видно, що на *2p*-підрівні другого енергетичного рівня є вільна енергетична комірка. Тому один *2s*-електрон цього ж рівня має потенційну можливість зайняти її, тобто перейти в межах одного рівня з підрівня *s* на підрівень *p*, а атом Карбону — набути збудженого стану.



У збудженому стані кожен атом Карбону набуває здатності до утворення чотирьох ковалентних зв'язків як з атомами інших елементів, так і з атомами Карбону. Цим пояснюється те, що в усіх органічних сполуках валентність Карбону дорівнює 4.

ЛІДІБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- До складу органічних сполук обов'язково входять атоми Карбону. Лише невелика група сполук Карбону (оксиди, карбонатна кислота, карбонати та гідрогенкарбонати) належать до неорганічних сполук, оскільки мають з ними спільні властивості.
- Крім атомів Карбону, до складу органічних речовин найчастіше входять атоми Гідрогену, Оксигену, Нітрогену. Всі вони дістали назву елементів-органогенів.
- У молекулах органічних речовин атоми Карбону можуть багаторазово сполучатись не лише з атомами інших елементів, а й між собою. Карбон в усіх без винятку органічних речовинах *чотиривалентний*.
- Органічні сполуки мають молекулярну будову із чітко вираженим ковалентним хімічним зв'язком. Серед органічних сполук прості речовини відсутні.
- Різноманітність органічних сполук пояснюється здатністю атомів Карбону сполучатися між собою, утворюючи *прямі, розгалужені та замкнені (циклічні) ланцюги*, а також існуванням *ізомерів* — речовин з однаковою молекулярною формулою, але різною послідовністю сполучення атомів у молекулі й відповідно різною будовою молекул.



СТОРІНКА ЕРУДИТА

З давніх часів людина була обізнана з деякими органічними сполуками, способами їх добування та використання. Це стосується жиру, оцтової кислоти, спирту, органічних барвників, ефірних олій 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 живих організмів. Тоді з'явилася хибна думка, що органічні речовини можуть утворюватися лише в *організмі* рослин, тварин, людини. Нині

всім вам добре відомо, що головною ознакою органічних речовин є склад і будова їх молекул, а не походження, і що потужні хімічні заводи сьогодні продукують сотні тисяч тонн органічних сполук.

Із накопиченням знань виникає потреба у їх поясненні, класифікації, науковому обґрунтуванні у вигляді законів та теорій. Теорією, що узагальнює, пояснює, описує та прогнозує властивості органічних речовин стала *теорія хімічної будови*, сформульована у 1861 р. російським ученим Олександром Михайловичем Бутлеровим.

Олександр Михайлович Бутлеров (1828—1886)



Російський хімік, академік Петербурзької академії наук. Творець теорії хімічної будови органічних речовин. Передбачив і пояснив ізомерію багатьох органічних речовин. Уперше добув штучним способом цукристу речовину (1861 р.). З'ясував структуру багатьох етиленових вуглеводнів. Почесний член багатьох наукових товариств у різних країнах.

▲ Пригадайте дату відкриття періодичного закону та висловіть суждження щодо значення відкриттів

Д. І. Менделєєва й О. М. Бутлерова для розвитку хімічної науки.

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

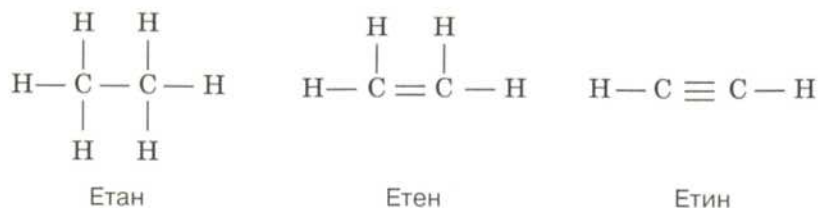
1. Дайте визначення органічних сполук.
2. Що спільного між органічними й неорганічними речовинами?
3. Які є відмінності між органічними і неорганічними речовинами?
4. Поясніть, чому Карбон в усіх органічних сполуках чотиривалентний.
- 5*. Зробіть висновок про причини різноманітності органічних сполук.

§ 20 Утворення ковалентних зв'язків в органічних сполуках. Структурні формули

Між двома атомами Карбону в органічних сполуках може виникати від одного до трьох ковалентних зв'язків.

Ковалентний хімічний зв'язок за допомогою однієї електронної пари називається одинарним, двох — подвійним, трьох — потрійним.

Прикладами органічних сполук із зазначеними ковалентними зв'язками атомів Карбону є етан C_2H_6 , етен C_2H_4 , етин C_2H_2 :



Експериментальним шляхом виявлено, що ковалентні хімічні зв'язки між атомами Карбону в органічних сполуках нерівноцінні. Одні з них міцніші, інші — слабкіші. Про причину відмінності ви довідаєтесь у старших класах, а зараз ознайомтеся із загальними положеннями, що стосуються *ковалентних зв'язків атомів Карбону* між собою та атомами Гідрогену в органічних сполуках:

- *одинарний зв'язок* утворюється між атомами Карбону за допомогою однієї електронної пари;
- *подвійний зв'язок* утворюється між атомами Карбону за допомогою двох спільних електронних пар. Із двох утворених зв'язків один міцніший, ніж другий;
- *потрійний зв'язок* утворюється між атомами Карбону за допомогою трьох електронних пар. У його складі один зв'язок міцніший за два інші;
- ковалентні зв'язки між атомами Гідрогену та Карбону — одинарні, тобто утворені однією спільною парою електронів.

▲ *Скористайтеся інформацією про ковалентні зв'язки у молекулах органічних сполук та з'ясуйте, скільки і яких зв'язків у молекулах етану, етену, етину.*

Під час хімічних реакцій подвійний та потрійний ковалентні зв'язки легко руйнуються. Щоб зруйнувати одинарний зв'язок, потрібно значно більше енергії: наприклад, спалити речовину, нагріти її до високої температури тощо.

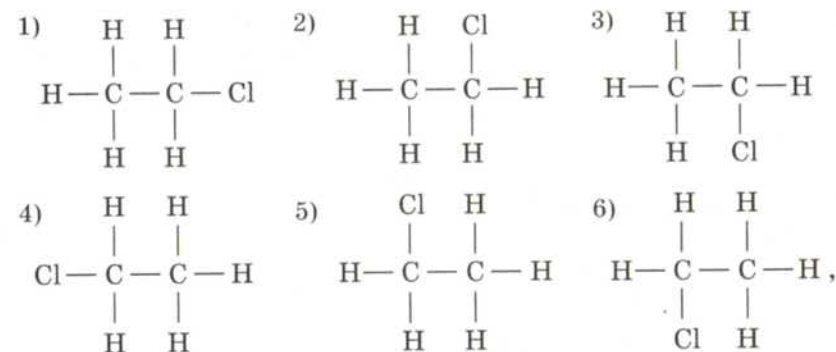
Структурні формули органічних речовин. Як зазначалося у попередньому параграфі, одній молекулярній формулі можуть відповідати різні органічні сполуки. Тому в органічній хімії недостатньо записів лише молекулярних формул, а потрібні ще й структурні формули. Вони дають змогу з'ясувати порядок сполучення атомів та розрізнити речовини з однаковою молекулярною формулою.

◆ Пригадайте, що *структурними формулами* називаються формули, які відображають склад молекул і порядок сполучення атомів. Хімічний зв'язок атомів у них позначають рисками.

Розрізняють **повні структурні формули** та **напівструктурні (скорочені) формули** органічних сполук. У повних структур-

них формулах відображено всі хімічні зв'язки атомів Карбону з іншими атомами та між собою. Такі формули було вже розглянуто у цьому параграфі для етану, етену й етину.

Проте й повні структурні формули не дають вичерпної інформації про будову речовини, оскільки вони є площинними схемами, що не відображають просторового розміщення атомів та хімічних зв'язків між ними. Переконаємося в цьому на такому прикладі. Яким би чином ми не розмістили (з дотриманням валентності!) атоми у структурній формулі хлоретану $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$:



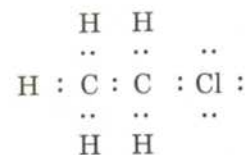
це буде одна й та сама структурна формула, бо в кожному з шести випадків послідовність сполучення атомів одна й та сама і зберігається їх валентність.

На відміну від повних структурних формул, у *напівструктурних формулах* позначають лише зв'язки між атомами Карбону:

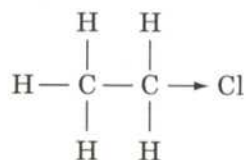


Погодьтеся, що такі формули значно коротші, ніж повні структурні, та водночас у них чіткіше простежуються зв'язки між атомами Карбону.

Ви також обізнані з *електронними формулами* речовин. В органічній хімії їх використовують доволі часто, зокрема для того, щоб показати зміщення спільних електронних пар, підкреслити полярність зв'язку. Наприклад, у хлоретані зв'язки між атомами Карбону і Гідрогену слабо полярні й зміщення неістотне, а спільна електронна пара атомів Хлору і Карбону зміщена до більш електронегативного Хлору:



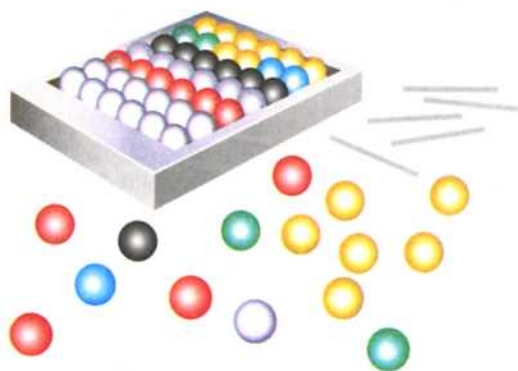
Щоб підкреслити це, риску замінюють стрілкою, спрямованою у бік більш електронегативного атома Хлору:



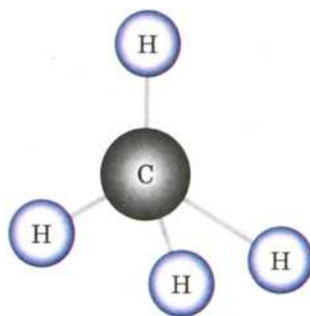
Моделі молекул, значення моделювання в хімії. З моделями атомів ви знайомі, тому нескладно буде сприймати моделі молекул органічних сполук як умовне зображення реально існуючих об'єктів мікросвіту, які завдяки моделюванню стають доступними для розуміння. Модель здатна замінити в уяві людини предмет дослідження (в нашому випадку молекули речовин). Завдяки моделям істотно збагачується інформація про об'єкт дослідження. Моделі легше сприймаються, ніж словесні характеристики та надають доступну для усвідомлення унаочнену інформацію про об'єкт моделювання.

Моделі молекул легко і зручно виготовляти, маючи спеціальний набір (мал. 36) різнокольорових пластмасових кульок, що символізують атоми, і пластмасових стрижнів, за допомогою яких кульки з'єднують, показуючи тим самим хімічні зв'язки (для зручності з'єднання в кульках є отвори).

Скориставшись таким набором, виготовимо *кулестрижневу модель* молекули метану (мал. 37):

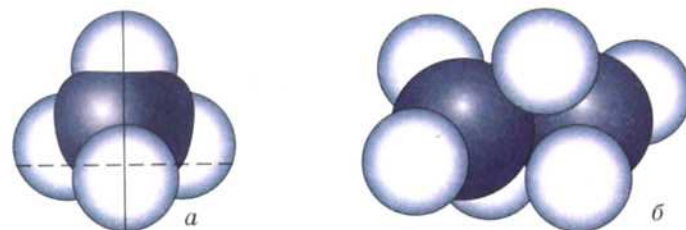


Мал. 36. Набір для моделювання молекул



Мал. 37. Кулестрижнева модель молекули метану

Кулька чорного кольору відповідає атому Карбону, а наявні в ній чотири отвори дають змогу приєднати чотирма пластмасовими паличками чотири білі кульки (вони мають один отвір і моделюють атоми Гідрогену). Виготовлена модель передає не лише порядок сполучення атомів, а й просторове розміщення



Мал. 38. Масштабні моделі молекул:
а — метану; б — етану

атомів у молекулі метану у вигляді *правильного тетраедра* і цим відрізняється від структурної формули, в якій усі атоми розміщені в одній площині.

Крім кулестрижневих моделей, виготовляють масштабні *моделі* молекул (мал. 38). Вони не лише відображають порядок сполучення атомів, а й завдяки дотриманню масштабу передають розміри атомів. Наприклад, з масштабних моделей метану й етану видно, що діаметр атома Карбону більший за діаметр атома Гідрогену в 1,5 раза.

ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- У молекулах органічних сполук ковалентний зв'язок двох атомів Карбону може утворюватися за допомогою однієї, двох, трьох електронних пар. Тому розрізняють *одинарні, подвійні та потрійні* ковалентні зв'язки.
- Одинарні зв'язки атомів Карбону між собою та з атомами інших елементів-органогенів, міцніші, ніж подвійні чи потрійні.
- Структурні формули — це хімічні формули, що відображають хімічний склад речовини і порядок сполучення атомів у молекулі.
- Моделі молекул — це умовне відображення хімічного складу молекули, послідовності та просторового розміщення атомів у ній.



СТОРІНКА ЕРУДИТА

У тексті параграфу зазначено, що ковалентні зв'язки, які утворюються атомами неметалічних елементів у молекулах відрізняються за міцністю.

Різна міцність зв'язків — це наслідок, а що є її причиною?

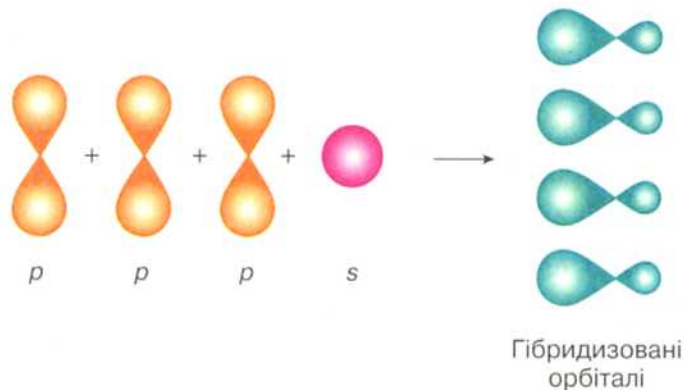
Електронна теорія будови речовин дає цьому таке пояснення. По-перше, перед утворенням хімічних зв'язків відбувається **гібридизація**

(змішування, перерозподіл електронної густини) валентних орбіталей атома. Щодо атома Карбону, то гібридизації зазнають s -орбіталь одного s -електрона та одна, дві чи три орбіталі p -електронів збудженого атома Карбону.

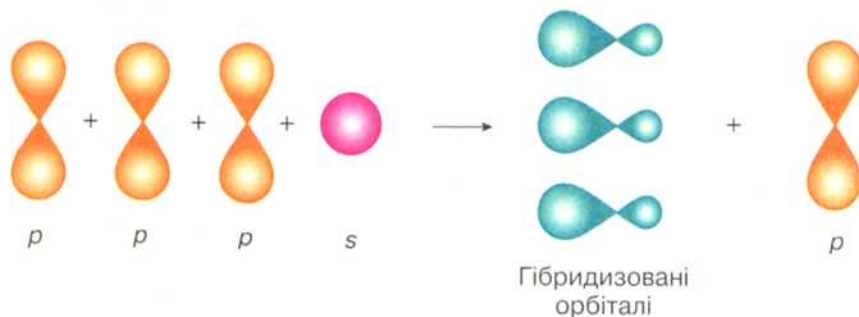
Якщо гібридизуються одна s - і три p -орбіталі (мал. 39), то утворюються чотири гібридизовані орбіталі (схематичне позначення у вигляді неправильної гантелі). Всі гібридизовані орбіталі беруть участь в утворенні одинарних зв'язків.

Якщо гібридизуються одна s - і дві p -орбіталі (мал. 40), то утворюються три гібридизовані орбіталі, а одна p -електронна орбіталь залишається негібридизованою. Три гібридизовані орбіталі такого атома беруть участь в утворенні трьох одинарних зв'язків, а одна негібридизована орбіталь утворює подвійний зв'язок із сусіднім атомом Карбону, що перебуває у такому ж стані гібридизації.

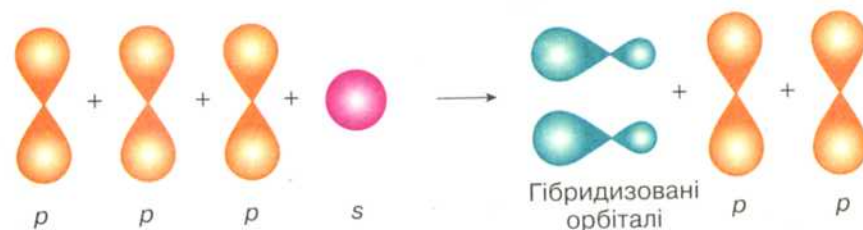
Якщо ж гібридизуються одна s - й одна p -орбіталь (мал. 41), то утворюються дві гібридизовані орбіталі, а дві p -електронні орбіталі залишаються негібридизованими. Відповідно до цього атом Карбону утворить у молекулі два одинарних зв'язки, один з яких увійде до



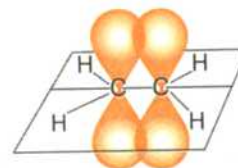
Мал. 39. Схема гібридизації валентних електронів атома Карбону з утворенням чотирьох гібридизованих електронних хмар



Мал. 40. Схема гібридизації валентних електронів атома Карбону з утворенням трьох гібридизованих електронних хмар



Мал. 41. Схема гібридизації валентних електронів атома Карбону з утворенням двох гібридизованих електронних хмар



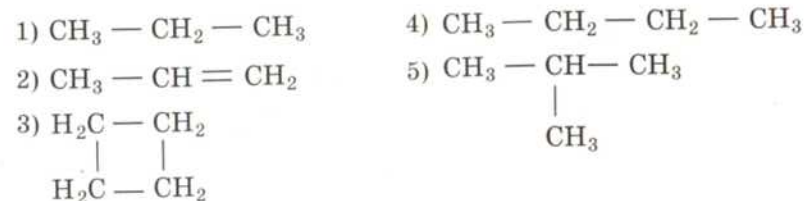
Мал. 42. Схема утворення подвійного зв'язку в молекулі етену

складу потрійного зв'язку разом із двома зв'язками, що утворилися негібридизованими p -орбітальми.

Якщо умовно сполучити прямою лінією ядра двох атомів Карбону в наведеній на малюнку 42 схемі, то область перекривання негібридизованих орбіталей не збігатиметься з напрямом цієї прямої. Це є причиною різної міцності зв'язків.

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Яку кількість ковалентних зв'язків утворює атом Карбону в молекулі органічної сполуки? Чи відповідає вона кількості неспарених електронів атома цього елемента в основному стані?
2. На конкретному прикладі поясніть, що означають молекулярна, структурна та електронна формули сполуки.
3. Чому для вивчення органічних сполук важливо знати їх структурну формулу?
4. Серед наведених структурних формул сполук зазначте ті, що відповідають одній молекулярній формулі:



- 5*. Формули скількох різних органічних сполук написані у завданні 4?

§ 21 Метан, його будова і властивості. Гомологи метану

Здатність атомів Карбону сполучатись один з одним у карбон-карбонів ланцюги різної довжини, а на валентності, що залишилися, приєднувати атоми Гідрогену, 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.

Метан CH_4 є першим і найпростішим представником вуглеводнів, вам він відомий як летка воднева сполука Карбону.

Молекулярна, електронна і структурна формули метану. Якісний склад метану характеризується наявністю у молекулі атомів Карбону та Гідрогену. Кількісний склад свідчить, що молекула метану складається з 1 атома Карбону, сполученого з 4 атомами Гідрогену.

Молекулярну, структурну й електронну формули метану наведено в таблиці:

Метан		
Молекулярна формула	Структурна формула	Електронна формула
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 формули видно, що між атомом Карбону та атомами Гідрогену існують одинарні зв'язки.

Моделі цієї речовини розглядалися у попередньому параграфі, зверніться до малюнків 37 та 38, а, які відображають тетраедричне розташування атомів у молекулі метану.

Фізичні властивості й поширення метану. За фізичними властивостями — це газувата речовина без кольору і запаху, майже вдвічі легша за повітря, погано розчинна у воді. Метан утворює в окремих місцях планети підземні родовища **природного газу** і є його основною складовою частиною. Наша держава багата на природний газ. Його родовища розвідані в Івано-Франківській області, на Харківщині, Полтавщині, Сумщині.

Метан утворюється під час гниття органічних решток на дні водойм без доступу повітря. А оскільки це погано розчинний і

легший за повітря газ, то можна побачити, як його бульбашки, піднімаючись із дна водойми, наприклад болота, виділяються на поверхню води.

Метан скупчується також у місцях залягання вугілля. Під час проходки вугільних пластів він може потрапляти у шахтні тунелі й створювати вибухонебезпечну ситуацію. Цей вуглеводень у незначних кількостях наявний серед продуктів обміну речовин в організмі людини, тварин, насамперед жуйних.

Гомологи метану. Метан є першим представником **насичених вуглеводнів**. Слово *насичені* з'явилося в назві тому, що у молекулах цих вуглеводнів атоми Карбону сполучаються між собою за рахунок одинарного зв'язку, а решта одиниць валентності зайняті атомами Гідрогену, і додаткового приєднання атомів інших хімічних елементів бути не може.

Алкани — міжнародна назва насичених вуглеводнів.

Наступним представником насичених вуглеводнів є *етан*. Його молекула містить два атоми Карбону і шість атомів Гідрогену, тобто молекулярна формула цієї сполуки C_2H_6 . Третім представником насичених вуглеводнів є речовина з молекулярною формулою C_3H_8 — *пропан*. Порівнявши кількісний склад молекул метану, етану, пропану, бачимо, що кожна наступна формула відрізняється від попередньої на групу атомів CH_2 .

Починаючи з метану, можна записати ряд формул, в якому кожна наступна формула відрізнятиметься від попередньої на **групу атомів CH_2** . Це будуть формули **гомологів** метану — сполук, які подібні за будовою і властивостями.

Гомологічний ряд — це ряд сполук, що мають однотипну будову, виявляють схожі хімічні властивості, але відрізняються за складом молекул на певне число груп атомів CH_2 . Такі сполуки називаються **гомологами**.

Характерно, що представники одного гомологічного ряду мають спільні типи ковалентних зв'язків і виявляють схожі хімічні властивості.

Наявність гомологічних рядів є типовим явищем для органічної хімії. І якої б складної будови не були молекули гомологів, в усіх без винятку рядах наступна формула відрізняється від попередньої на групу атомів CH_2 .

Переконаємось у цьому, ознайомившись з таблицею 2 (с. 126).

Зі скорочених структурних формул гомологів метану видно, що між атомами Карбону в їх молекулах існують лише одинарні зв'язки. Це свідчить про те, що у метану та його гомологів використані усі валентні можливості атомів Карбону приєднувати інші атоми і додаткового їх приєднання відбуватися не може.

Гомологічний ряд насичених вуглеводнів (алканів)

Назва	Молекулярна формула	Скорочена структурна 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 9 його гомологів. Нині відомо понад 100 гомологів метану. Слід пам'ятати, що назви гомологів метану — це назви речовин із прямими нерозгалуженими карбон-карбонними ланцюгами. Такі речовини називають *нормальними* і для уточнення до назви додають префікс *n-* — *n*-бутан (читається *ен-бутан*), *n*-гексан тощо.

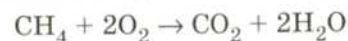
Зверніть увагу, що і в самій назві гомологічного ряду, і в назвах окремих його представників наявний суфікс *-ан*. Він є в назвах усіх без винятку насичених вуглеводнів.

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

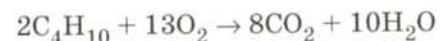
Фізичні властивості гомологів метану. За звичайних умов серед гомологів метану трапляються рідини, газуваті та тверді речовини. Так, перших 4 представники гомологічного ряду — гази, наступних 13 — рідини, а починаючи з C₁₈H₃₈ — тверді речовини. Всі вони нерозчинні у воді. Температури плавлення та кипіння, густина гомологів зростають зі збільшенням числа атомів Карбону в молекулі. Газуваті та тверді гомологи метану не мають запаху, рідкі — пахнуть бензином. Це тому, що бензин є сумішшю різних вуглеводнів, серед яких чимало рідких насичених вуглеводнів.

Хімічні властивості гомологів метану. Характерними реакціями метану та його гомологів є реакції *горіння*, *заміщення*, *розкладу*, тоді як приєднання додаткової кількості атомів будь-яких хімічних елементів неможливе.

1. Реакції горіння (повного окиснення). Якщо вдома ви користуєтесь газовими плитами з централізованим поданням палива, то цю реакцію багато разів проводили самі, оскільки природний газ містить понад 80 % метану:



Подібним чином взаємодіють з киснем й інші гомологи метану:



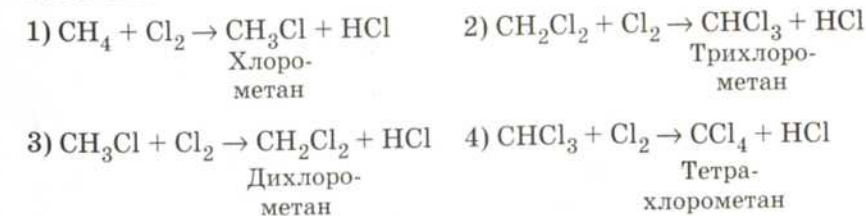
У хімічних рівняннях за участю органічних речовин між лівою і правою частинами прийнято ставити замість знака «=» стрілку «→», спрямовану у бік продуктів реакції. Це роблять для того, щоб уникнути плутанини з подвійним зв'язком.

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

Дослід 1. На підставці розмістимо стакан з вапняною водою і 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 у банці, витратиться, свічка згасне. За час проведення досліду вапняна вода помутніє, що є доказом наявності серед продуктів реакції вуглекислого газу, а на стінках посудини з'являться краплі води.

▲ Поясніть необхідність провітрювати кухню, коли ввімкнено газову плиту.

2. Реакції заміщення. Метан та його гомологи вступають у реакцію заміщення з галогенами. Під час реакції відбувається поступове заміщення атомів Гідрогену на атоми галогенів:

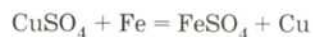


Назви речовин мають префікси, що у грецькій мові означають два (*ди-*), три (*три-*), чотири (*тетра-*). Як ви зрозуміли, вони вказують на число наявних у молекулі продукту реакції атомів Хлору чи іншого хімічного елемента.

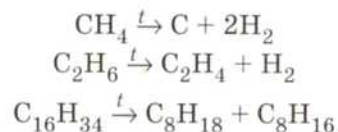
Для того щоб відбулася ця реакція, суміш газів нагрівають або діють на неї світлом.

Зверніть увагу! Реакція заміщення в органічній хімії відрізняється від реакції заміщення в неорганічній хімії тим, що обидва продукти реакції — складні речовини.

◆ Пригадайте, що в неорганічній хімії продуктами реакції заміщення є складна й проста речовини, наприклад:



3. Реакції розкладу. Метан та його гомологи, порівняно з неорганічними речовинами, легко розкладаються під час нагрівання:



Ці реакції каталітичні, одним із каталізаторів є порошкуваний нікель.

4. Відношення до дії лугів, кислот, окисників. Метан та його гомологи стійкі проти дії лугів, кислот, окисників, наприклад калій перманганату.

Поширення гомологів метану в природі, їх використання. Це досить поширені речовини, що входять до складу природного газу і нафти. Так, у складі природного газу може бути до 95 % метану. Решту складу становлять етан, пропан, бутан, у незначних кількостях — деякі неорганічні речовини. Поряд з іншими органічними сполуками гомологи метану є складовими нафти (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, пентану тощо. *Гірський віск*, або *озокерит*, є природною сумішшю гомологів метану з числом атомів Карбону в молекулі понад 30. Це сировина для парфумерної промисловості, а також виробництва лаків та фарб.

Серед насичених вуглеводнів метану належить першість не лише за поширенням, а й за використанням. Так, природний газ — це паливо для теплових електростанцій, металургійних та скловарних заводів, побутових газових плит тощо. Для хімічних заводів він є важливою сировиною, з якої добувають ацетилен, сажу, водень, ненасичені вуглеводні та багато інших речовин. Останнім часом метан застосовують як екологічно безпечно та економічно вигідне альтернативне бензину паливо для двигунів автомобілів.

ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- **Метан** — найпростіша за хімічним складом органічна сполука, з якої починається велика група речовин, що дістали назву гомологів метану, є представниками гомологічного ряду насичених вуглеводнів.
- **Гомологи** — речовини зі схожою будовою та властивостями, кількісний склад молекул яких відрізняється на одну і більше груп атомів 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.
- Типовими хімічними реакціями метану та його гомологів є реакції *горіння*, *заміщення* атомів Гідрогену атомами галогенів, *термічного розкладу*.

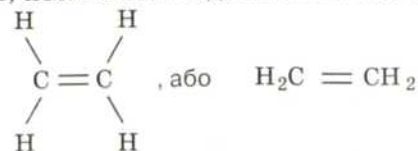
ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Назвіть 10 перших представників гомологічного ряду метану та їх загальну формулу.
2. Поясніть явище гомології.
3. Схарактеризуйте структуру, фізичні та хімічні властивості насичених вуглеводнів.
4. Обчисліть відносну густину етану за повітрям, воднем і бутаном.
5. Де більше молекул: у порції етану об'ємом 11,2 л (н.у.) чи порції гексану масою 43 г?
- 6*. Чи вистачить хлору об'ємом 44, 8 л для повного заміщення Гідрогену в метані об'ємом 5,6 л (н.у.)?

§ 22 Етилен й ацетилен, їх склад, хімічні формули та фізичні властивості

Найпростішою сполукою з подвійним зв'язком між атомами Карбону в молекулі є **етилен**, або **етен** C_2H_4 , а найпростішою сполукою з потрійним зв'язком атомів Карбону в молекулі — **ацетилен**, або **етин** C_2H_2 . Ознайомимося з цими речовинами та їх характерними властивостями.

Етилен і ацетилен, їх структурні й електронні формули. У молекулі етилену на кожний атом Карбону припадає по 2 атоми Гідрогену. Запишемо структурну формулу етилену, у якій, пам'ятаючи про чотиривалентний стан Карбону в органічних сполуках, позначимо подвійний зв'язок:





Мал. 43. Перетворення моделі молекули етану на модель молекули етилену (етену)

Щоб з'ясувати просторове розміщення атомів у молекулі етилену, вдамося до моделювання. Якщо в кулестрижневій моделі молекули етану зняти по одній білій кульці від кожної з чорних, а вільні валентності, що з'явилися при цьому, сполучити між собою ще одним стрижнем (мал. 43), то одержимо модель молекули етену.

Як видно з моделі, всі 6 атомів молекули етилену розмістилися в одній площині, тоді як в етану просторове розміщення атомів не площинне, а тетраедричне.

У молекулі ацетилену на кожний атом Карбону припадає по 1 атому Гідрогену. Відобразимо це у повній та скороченій структурних формулах сполуки, дотримуючись чотиривалентного стану атомів Карбону:

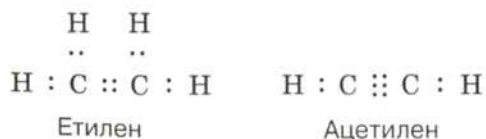


Скористаємося ще раз моделлю молекули етану та знімемо по дві білі кульки від кожного з атомів Карбону, а щоб валентність Карбону дорівнювала чотирьом, з'єднаємо атоми Карбону ще двома стрижнями (мал. 44).

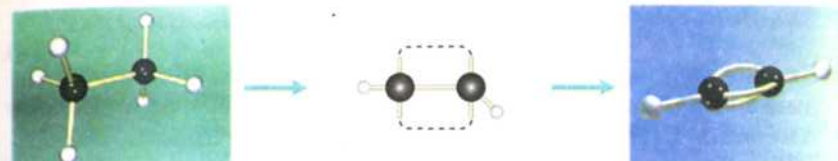
Як видно з моделі, всі 4 атоми молекули ацетилену розмістилися на одній лінії, а між атомами Карбону утворився *потрійний зв'язок*.

Моделювання дало змогу з'ясувати, що просторова будова молекули ацетилену — *лінійна*, тоді як етилену — *площинна* і що ацетилен відрізняється від етилену наявністю потрійного зв'язку між атомами Карбону.

Замінімо кожну риску в структурних формулах етилену й ацетилену на дві крапки (позначення пари електронів) й дістанемо електронні формули цих сполук:



Фізичні властивості етилену й ацетилену. Етилен й ацетилен мають схожі фізичні властивості з метаном: за звичайних



Мал. 44. Схема перетворення етану на ацетилен

умов газуваті, безбарвні, погано розчиняються у воді. Етилен має запах.

▲ *Обчисліть, легші чи важчі за повітря етилен й ацетилен.*

Щоб закріпити розглянутий новий матеріал про склад та будову етилену й ацетилену, а також повторити порядок сполучення і просторового розміщення атомів у молекулах метану та етану, виконайте лабораторний дослід 6, описаний у рубриці «Сторінка природодослідника».



СТОРІНКА ПРИРОДОДОСЛІДНИКА

Лабораторний дослід 6. Виготовлення моделей молекул вуглеводнів.

Обладнання: набори для виготовлення моделей молекул, а в разі їх відсутності — кольоровий пластилін, сірники або палички для лічби.

Завдання 1. Із пластиліну виготовте моделі атомів: виліпіть кульки з чорного пластиліну (вони символізуватимуть атоми Карбону) та кульки з білого пластиліну (вони символізуватимуть атоми Гідрогену). Дотримуйтеся таких розмірів кульок: білі кульки мають бути менші за чорні в 1,5 раза.

Завдання 2. Виготовте модель молекули метану. Якщо працюватимете з пластиліном, а не зі спеціальним набором, то намагайтеся розмістити стрижні таким чином, щоб виготовлена вами модель мала вигляд правильного тетраедра, в центрі якого перебуває чорна кулька, а у вершинах — білі. Таке розміщення передаватиме не лише порядок сполучення атомів між собою, а й їх просторове розміщення.

Завдання 3. Виготовте модель молекули етану, у якій також дотримуйтеся тетраедричного розміщення атомів у просторі.

Завдання 4. Скориставшись текстом параграфа та пригадавши дії вчителя з моделювання молекул етилену й ацетилену, виготовте кулестрижневі моделі молекул цих речовин.

Завдання 5. У зошиті запишіть *висновок*, в якому зазначте: а) як відрізняються між собою метан, етан, етилен, ацетилен просторовим розміщенням атомів; б) яким чином ви досягали відображення чотиривалентного стану атомів Карбону в кожній моделі.

ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- Етилен C_2H_4 — найпростіша органічна речовина з подвійним зв'язком атомів Карбону в молекулі.
- Ацетилен C_2H_2 — найпростіша органічна речовина з потрійним зв'язком атомів Карбону в молекулі.
- Етилен та ацетилен є ненасиченими сполуками, тому що в їх молекулах не всі валентності Карбону використані на сполучення з атомами Гідрогену.



СТОРІНКА ЕРУДИТА

Етилен є першим представником гомологічного ряду **етиленових вуглеводнів**, або **алкенів** — ненасичених вуглеводнів з одним подвійним зв'язком атомів Карбону в молекулі. Моделюючи молекулу етилену, ми не випадково віднімали від моделі молекули насиченого вуглеводню етану дві білі кульки, що символізують атоми Гідрогену, бо гомологи етилену мають загальну формулу C_nH_{2n} , тобто за однакової кількості атомів Карбону у гомолога етилену на 2 атоми Гідрогену менше, ніж у відповідного гомолога метану. Назви етиленових вуглеводнів походять від назв насичених вуглеводнів, що мають таку саму кількість атомів Карбону, а суфікс **-ан** замінюється суфіксом **-ен**: етен, пропен, бутен і т.д.

Ацетиленом розпочинається гомологічний ряд **ацетиленових вуглеводнів**, або **алкінів** — ненасичених вуглеводнів з одним потрійним зв'язком атомів Карбону у молекулі. Моделювання показало, що їх молекули порівняно з молекулами гомологів метану мають на 4 атоми Гідрогену менше. Тому загальною для цих сполук є формула C_nH_{2n-2} .

Назви гомологів ацетилену також походять від назв відповідних насичених вуглеводнів, а суфікс **-ан** замінюють на суфікс **-ин** (**-ін**): етин, пропін, бутин.

Розглянемо конкретний приклад. Одним із гомологів метану є *n*-пентан. Це п'ятий за порядком розміщення в гомологічному ряду насичений вуглеводень, його молекулярна формула C_5H_{12} . Гомолог етилену, у складі молекули якого теж є 5 атомів Карбону, пентен має формулу C_5H_{10} , а гомолог ацетилену з такою ж кількістю атомів Карбону пентин — C_5H_8 .

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Схарактеризуйте фізичні властивості етилену й ацетилену.
2. Обчисліть відносну густина етилену за озном та ацетилену за сульфур(IV) оксидом.
3. Який із зазначених вуглеводнів: етан, етилен, ацетилен має тетраедричну будову молекули, який — площинну, а який — лінійну?

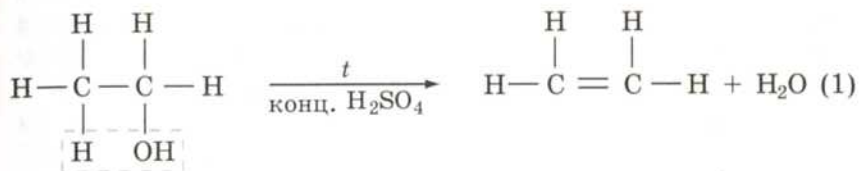
4. Обчисліть, який об'єм за нормальних умов займає етилен масою 130 г.

5. Обчисліть масу та об'єм порції ацетилену, що містить $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул (н.у.).

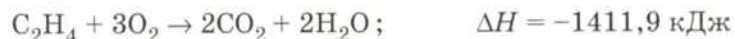
6*. Потренуйтеся у складанні електронних і структурних формул ненасичених вуглеводнів, склавши такі формули для речовин, що мають молекулярні формули C_3H_6 та C_3H_4 .

§ 23 Хімічні властивості, застосування етилену й ацетилену

Вивчення хімічних властивостей ненасичених вуглеводнів розпочнемо з етилену, який добудемо з етанолу C_2H_5OH лабораторним способом у приладі, зображеному на малюнку 45:



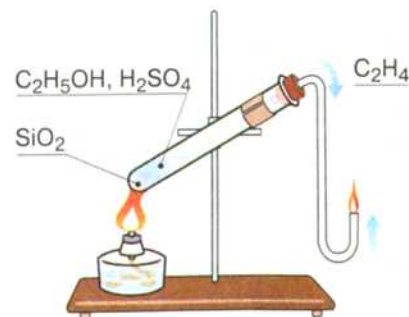
Хімічні властивості етилену. Піднесемо до отвору газовідвідної трубки запалений сірник, і етилен, що виділяється, починає горіти злегка кіптявим полум'ям:



Ця реакція, як і всі реакції горіння, є екзотермічною.

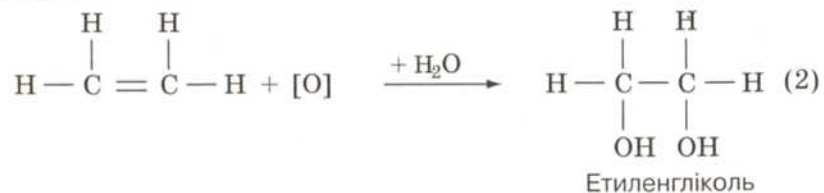
Не припиняючи нагрівання суміші етанолу й сульфатної кислоти, опустимо кінець газовідвідної трубки у хімічний стакан з розбавленим розчином калій перманганату $KMnO_4$. Розчин, що мав слабо рожеве забарвлення, досить швидко стає безбарвним.

Зміна кольору свідчить про перебіг хімічної реакції — калій перманганат окиснив етилен. Позначивши умовно окисник



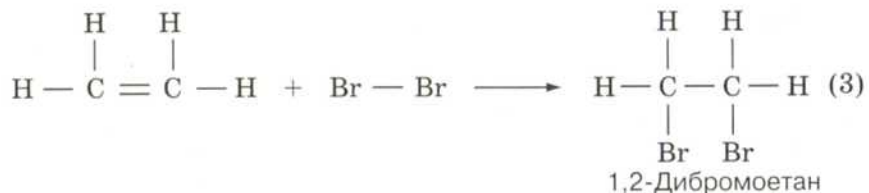
Мал. 45. Добування та спалювання етилену

калій перманганат як [O], запишемо спрощене рівняння цієї реакції:

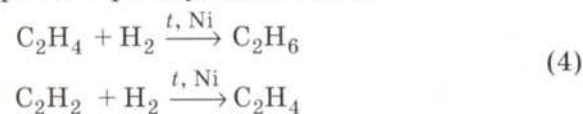


Крім етилену, розчин калій перманганату також знебарвлюють ацетилен, гомологи етилену та ацетилену.

Продовжимо нагрівання, а кінець газовідвідної трубки опустимо в хімічний стакан з бромною водою (розбавленим розчином броду Br_2 у воді) слабо жовтого кольору. Як і в досліді з розчином калій перманганату, розчин бромної води швидко знебарвлюється. У цьому випадку відбулося приєднання броду до етилену:



Етилен, як і інші ненасичені вуглеводні, вступає в реакцію приєднання з воднем. Ця взаємодія належить до каталітичних реакцій, каталізатором є порошокуватий нікель:



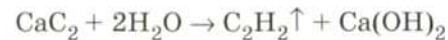
Реакція приєднання водню до ненасичених вуглеводнів дістала назву гідрогенізації, або гідрування.

Слід пам'ятати, що внаслідок розриву подвійного зв'язку з'являються дві вільні валентності у двох сусідніх атомів Карбону. Тому в розглянутих прикладах приєднання відбувається до обох атомів Карбону.

▲ *Запишіть самостійно рівняння реакції гідрування етену й етину за допомогою структурних формул.*

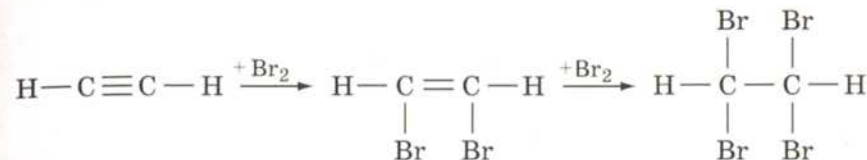
Хімічні властивості ацетилену. Добудемо ацетилен та перевіримо його властивості.

У штативі закріпимо вертикально пробірку. Помістимо в неї 2—3 шматочки кальцій карбиду CaC_2 , доллемо 2—3 мл води і відразу закриємо газовідводною трубкою. Спостерігається бурхлива взаємодія речовин:



Ацетилен, що виділяється, пропустимо крізь розчини калій перманганату та бромної води.

Аналогічно етилену ацетилен також знебарвлює розчин калій перманганату і бромну воду. Так, взаємодія з бромною водою завершується приєднанням чотирьох атомів Броду:



Піднесемо до отвору газовідвідної трубки запалений сірник. Ацетилен горить кіптявим полум'ям.

▲ *Запишіть хімічне рівняння цієї реакції самостійно.*

Ненасичені вуглеводні легко окиснюються калій перманганатом, приєднують бром, водень, а також деякі інші речовини. Пояснюється це тим, що подвійний та потрійний зв'язки легко розриваються і на вільні валентності приєднуються інші атоми у кількості, необхідній до насичення атомів Карбону.

На відміну від них насичені вуглеводні стійкі проти дії калій перманганату, не приєднують бром, водень та інші речовини. Пояснюється це тим, що в їх молекулах між атомами Карбону існують лише одинарні зв'язки.

Знебарвлення розчину калій перманганату та бромної води використовують для якісного визначення сполук із подвійним та потрійним зв'язками атомів Карбону в молекулах.

Застосування ненасичених вуглеводнів. Етилен та ацетилен — родоначальники двох гомологічних рядів вуглеводнів, і саме їх найбільше застосовують.

У промисловості з етилену добувають поліетилен, поліхлорвініл, полістирол, відомі вам під загальною назвою пластмаси, органічні розчинники, оцтову кислоту, синтетичні волокна тощо (мал. 46).

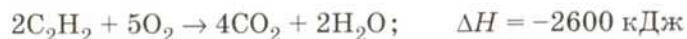
Виявлений ще на початку ХХ ст. вплив етилену на досягання плодів у період вегетації рослин знаходить нині застосування. Так, щоб прискорити дозрівання помідорів, їх збирають зеленими і тримають у приміщенні за температури повітря +22 — +24 °С. Повітря збагачують етиленом із розрахунку 1 об'єм етилену на 100 об'ємів повітря. Через 6—7 діб помідори досягають і набувають червоного кольору. Здатність етилену спричиняти опадання листя, квітів, плодів теж використовують.



Мал. 46. Схема застосування етилену

ють на практиці, зокрема, для проріджування зав'язі персиків та винограду у великих садах і виноградниках.

Ацетилен широко використовується для різання і зварювання металів, оскільки під час його згоряння виділяється багато теплоти:



При ацетиленово-кисневому зварюванні температура сягає понад 3000°C .

За допомогою ацетилену в промисловості добувають каучук (основна складова гуми), пластмаси, розчинники, етанол, синтетичні волокна та багато інших речовин.

ЛІДІВ'ЄМО ПІДСУМКИ

- Етилен й ацетилен легко вступають у реакції окиснення і приєднання. Продуктами реакцій приєднання є сполуки, в яких між атомами Карбону встановлюються одинарні зв'язки.
- Високу хімічну активність етилену й ацетилену використовують у промисловості для добування різноманітних речовин.
- Наявність етилену, ацетилену та їх гомологів можна визначити за знебарвленням водних розчинів калій перманганату та бром.

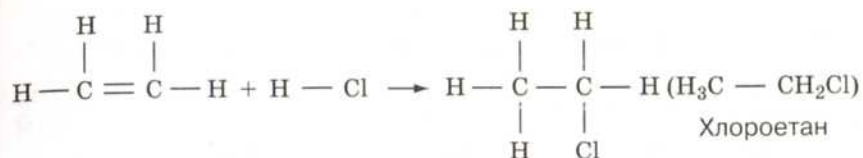


СТОРІНКА ЕРУДИТА

Крім приєднання простих речовин (водень, бром) етилен та ацетилен вступають у реакції приєднання зі складними речовинами, наприклад галогеноводнями.

Приклад 1. Приєднання хлороводню (гідроген хлориду) до етилену.

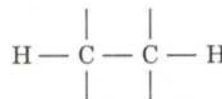
Ви вже знаєте, що під час реакцій приєднання подвійний зв'язок розривається, з'являються дві вільні валентності, до яких приєднуються одновалентні атоми чи групи атомів з молекул іншого реагенту:



Структурна формула хлороетану вказує на те, що після реакції між атомами Карбону не залишилося подвійного зв'язку і замість одного атома Гідрогену до складу молекули увійшов один атом Хлору.

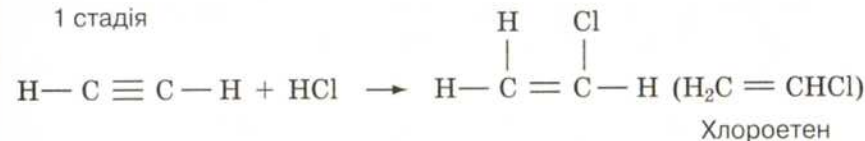
Приклад 2. Приєднання хлороводню (гідроген хлориду) до ацетилену.

Приєднанню передують розрив потрійного зв'язку, внаслідок чого з'являються 4 вільні валентності:

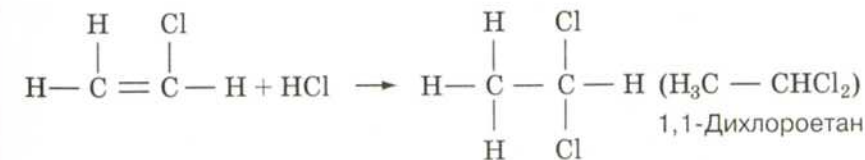


Приєднання відбувається у дві стадії:

1 стадія



2 стадія



Незважаючи на те, що біля першого атома Карбону вже є один атом Хлору, другий теж приєднується до нього. У старших класах ви ознайомитеся з правилом щодо саме такого приєднання атомів галогенів до молекул ненасичених вуглеводнів.

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Складіть схему, що ілюструє застосування етилену.
2. Розкрийте причинно-наслідкові зв'язки між будовою і хімічними властивостями етилену та ацетилену.

3. Який об'єм етилену поглинеться бромною водою масою 200 г, якщо масова частка броду в ній становить 1,6 %?

4. Чи вистачить водню, який виділився внаслідок взаємодії натрію масою 2,3 г з достатньою кількістю води (н. у.), щоб перетворити на насичений вуглеводень ацетилен масою 4,8 г?

§ 24 Відношення об'ємів газів у хімічних реакціях

Серед хімічних реакцій багато таких, що відбуваються між газуватими речовинами або супроводжуються утворенням газуватих продуктів реакції. Оскільки молярний об'єм газів за однакових умов однаковий, а коефіцієнти збігаються з кількістю речовини, що реагує без залишку або утворюється в реакції, це дає змогу характеризувати кількісні відношення газуватих речовин у хімічних реакціях і без обчислення молярних мас речовин знаходити їх об'єм.

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 у рівнянні реакції. У 1808 р. він дослідним шляхом сформулював закон об'ємних відношень газів.

У хімічних реакціях об'єми газуватих речовин (реагентів та продуктів реакції) відносяться між собою як невеликі цілі числа.

Закон поширюється на реакції, що відбуваються за постійного тиску.

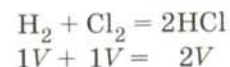
Жозеф Луї Гей-Люссак
(1778—1850)

Ж. Л. Гей-Люссак — французький хімік і фізик, член Паризької академії наук з 1806 року. 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 та побудував (1819 р.) криві залежності розчинності солей у воді від температури. Разом із французьким хіміком М. Е. Шеврелем отримав патент (1825 р.) на виробництво стеаринових свічок, що стало початком нової доби в історії освітлення.

Експеримент ученого полягав у тому, що він проводив реакцію між воднем і хлором, беручи однакові об'єми цих газу-



ватих речовин. Щоразу з одного об'єму водню й одного об'єму хлору він добував два об'єми хлороводню:

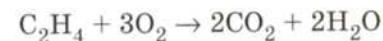


Гей-Люссак проводив дослід з іншими газуватими речовинами, зокрема з воднем та киснем, азотом та киснем. За допомогою цих дослідів було встановлено, що невеликі цілі числа, якими виражається співвідношення об'ємів газуватих речовин у хімічних реакціях, збігаються з коефіцієнтами перед їх хімічними формулами у рівнянні реакції.

Деяко пізніше (1811 р.) італійський фізик і хімік Амедео Авогадро пояснив встановлені Гей-Люссаком експериментально об'ємні відношення газів, а також сформулював новий закон, який увійшов у науку як закон Авогадро:

У рівних об'ємах різних газів за однакових умов міститься одне й те саме число молекул.

Розглянемо на прикладі реакції горіння етилену, як можна обчислити об'єми речовин, що беруть участь та утворюються під час реакції, дотримуючись закону об'ємних відношень газів. Спершу запишемо рівняння реакції та розставимо в ньому коефіцієнти:



З рівняння реакції видно, що для повного спалювання 1 моль етилену потрібно 3 моль кисню, і що при цьому утворюється 2 моль вуглекислого газу. Дивлячись на коефіцієнти, можна сказати, що для повного спалювання 1 моль, або 22,4 л етилену (н.у.), потрібний втричі 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 $22,4 \text{ л/моль} \cdot 2 \text{ моль} = 44,8 \text{ л}$.

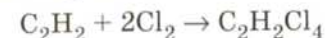
◆ За нормальних умов вода не перебуває у пароподібному стані, тому її об'єм за умовою цієї задачі не можна обчислювати за законом Гей-Люссака.

Обчислення об'ємних відношень газів за хімічними рівняннями. Ознайомимося з прикладами розв'язування розрахункових задач з використанням кількісних відношень об'ємів газів.

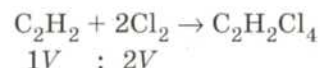
Приклад 1. Обчислити, який об'єм хлору необхідний для реакції повного приєднання галогену до 300 л ацетилену за умови постійного тиску і температури.

Розв'язання

Напишемо рівняння реакції:



Розглянемо об'ємні відношення газів ацетилену C_2H_2 та хлору Cl_2 , про які йдеться в умові задачі:



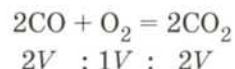
Як бачимо, у реакцію вступає хлор, об'єм якого вдвічі більший за об'єм ацетилену. Це дає змогу легко знайти відповідь на поставлене в умові задачі запитання:

$$V(Cl_2) = 2 \cdot 300 = 600 \text{ (л)}.$$

Приклад 2. Внаслідок спалювання певної порції суміші карбон(II) оксиду і кисню об'єм суміші зменшився на 8 мл. Визначити, який об'єм карбон(II) оксиду прореагував, якщо всі виміри зроблено за однакових умов.

Розв'язання

Запишемо рівняння реакції та розглянемо об'ємні відношення газів:



Вони свідчать, що в реакцію вступає 3 об'єми газуватих речовин (2 об'єми CO і 1 об'єм O_2), натомість утворюються 2 об'єми газуватого 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 $1V = 8$ мл.

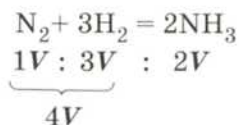
Тепер можемо відповісти на поставлене в умові задачі запитання:

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

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. Всі виміри зроблено за однакових умов.

Розв'язання

Напишемо рівняння реакції та розглянемо об'ємні відношення газів:



З об'ємних відношень видно, що всього в реакцію вступає 4 об'єми газуватих речовин. За даними, наведеними в умові

задачі, обчислимо, скільки це становить літрів. Для цього від загального об'єму початкової суміші азоту та водню віднімемо об'єм азоту, що залишився після закінчення реакції:

$$90 \text{ л} - 10 \text{ л} = 80 \text{ л}.$$

Отже, ґрунтуючись на кількісних відношеннях газів, за умовою задачі $4V = 80$ л. Тоді $1V = 80 \text{ л} : 4 = 20$ л.

Об'єм утвореного амоніаку вдвічі більший:

$$V(NH_3) = 2V = 2 \cdot 20 \text{ л} = 40 \text{ л}.$$

Наведені приклади переконують у тому, що обов'язковою дією при обчисленні об'ємних відношень газів за хімічними рівняннями є встановлення за цим відношенням величини одного об'єму відповідно до наведених в умові задачі об'ємів реагентів та продуктів реакції.

У хімічній промисловості доволі часто сировиною для виробництва продукції є газуваті речовини — метан, етилен, водень, амоніак, хлор тощо. Оскільки газуваті речовини зважувати незручно, то вдаються до визначення їх об'єму. При цьому обчислення здійснюють з дотриманням закону об'ємних відношень газів.

ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- На основі проведених експериментів французький учений Гей-Люссак встановив, що в хімічних реакціях об'єми газуватих речовин (реагентів та продуктів реакції) відносяться між собою як невеликі цілі числа. Це відкриття увійшло в науку як закон Гей-Люссака.
- Невеликі цілі числа, що вказують на співвідношення об'ємів газуватих речовин у хімічних реакціях, збігаються з коефіцієнтами у рівнянні реакції.
- Знання закону об'ємних відношень газів дає змогу здійснювати обчислення об'єму газуватих реагентів та продуктів реакції.



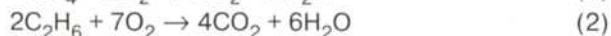
СТОРІНКА ЕРУДИТА

Є задачі, під час розв'язування яких вдаються до розгляду відношень об'ємів газів у двох хімічних реакціях. Розглянемо приклад.

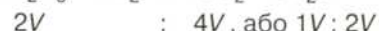
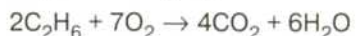
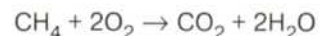
▲ Внаслідок спалювання 20 л суміші метану й етану утворилося 24 л вуглекислого газу. Чому дорівнював об'єм кожного компонента суміші, якщо всі виміри здійснено за однакових умов?

Розв'язання

Запишемо рівняння реакцій горіння метану та етану:



Запишемо під формулами об'ємні відношення потрібних для розв'язання задачі речовин метану, етану, вуглекислого газу:



Позначимо об'єми метану й етану за рівняннями реакцій.

Прийmemo об'єм метану в суміші за x л, тоді об'єм етану дорівнюватиме $(20 - x)$ л.

Позначимо об'єми вуглекислого газу, що утворився під час спалювання метану й етану.

З рівняння 1 бачимо, що об'єм метану дорівнює об'єму вуглекислого газу. Звідси x л метану, згоряючи, утворює x л вуглекислого газу.

З рівняння 2 бачимо, що об'єм утвореного вуглекислого газу вдвічі більший, ніж об'єм етану. Звідси $(20 - x)$ л етану, згоряючи, утворює вуглекислий газ, об'єм якого дорівнює:

$$2 \cdot (20 - x) = (40 - 2x) \text{ л}$$

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:

$$x + (40 - 2x) = 24$$

$$x - 2x = 24 - 40$$

$$-x = -16; \quad x = 16 \text{ (л)}$$

Оскільки через x було позначено об'єм метану, то його об'єм у вихідній суміші становив 16 л. Решта суміші $20 - 16 = 4$ (л) припадає на етан.

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Який закон відкрив у 1808 р. Гей-Люссак? Сформулюйте цей закон.

2. Не виконуючи математичних обчислень, зробіть висновок, однакове чи різне число молекул міститься у 22,4 л хлору та 44,8 л хлорводню за однакових умов.

3. У зоні грозового розряду температура сягає понад 2000 °C. 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 і кисню, необхідні для утворення 60 л продукту реакції, якщо всі виміри зроблено за однакових умов.

4. Під час згоряння суміші метану й вуглекислого газу об'ємом 40 л витратилось 60 л кисню. Обчисліть вміст вуглекислого газу у складі початкової суміші, якщо всі виміри зроблено за однакових умов.

5*. На повне згоряння суміші метану з етиленом об'ємом 60 л витратили кисень об'ємом 140 л. Обчисліть об'єм метану та етилену в суміші, якщо всі виміри зроблено за однакових умов.

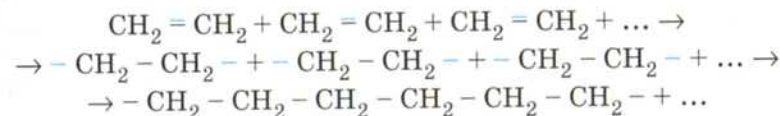
§ 25 Поліетилен. Поняття про полімери

Молекули етилену можуть не лише приєднувати молекули інших речовин, а й багаторазово сполучатися між собою, утворюючи одну велику молекулу — *макромолекулу*. Така реакція відбувається за певних умов (нагрівання, збільшення тиску, наявності каталізатора), її називають реакцією **полімеризації** (від грец. *полімерес* — утворений з багатьох частин).

Реакція полімеризації — це реакція сполучення однакових молекул в одну макромолекулу.

Продукт реакції полімеризації етилену — поліетилен — уперше було добуто в 30-ті роки ХХ століття. Спочатку реакцію проводили за високого тиску і нагрівання. Згодом німецький учений К. Циглер та італійський учений Дж. Натта розробили метод каталітичної полімеризації етилену і пропілену, за що їм обом у 1963 р. було присуджено Нобелівську премію.

Схема полімеризації етилену. У реакції полімеризації сполучення молекул відбувається за рахунок розриву подвійного зв'язку між атомами Карбону в молекулах ненасичених сполук. Розглянемо це на прикладі схеми полімеризації етилену:



На схемі показано, як з'являються дві вільні одиниці валентності, завдяки яким утворена частинка сполучається з двома такими самим частинками. У такий спосіб сполучаються від кількох десятків до сотень тисяч молекул етилену. В результаті багаторазового приєднання утворюється нова речовина із загальною назвою **полімер**, а в розглянутому прикладі — **поліетилен**. Вироби з нього вам добре відомі (мал. 47).

Вихідна речовина, взята для проведення будь-якої реакції полімеризації, називається **мономером** (з грец. *моно* — один), а ланка, на яку перетворився мономер і яка багаторазово повторюється у складі полімеру, — **структурною ланкою**. Отже, число мономерів дорівнює числу структурних ланок.

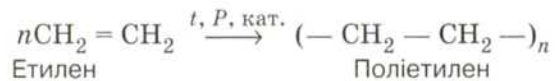
Певна кількість молекул мономера, що сполучилися між собою та утворили одну макромолекулу полімера, позначається літерою n і дістала назву **ступеня полімеризації**.



Мал. 47. Вироби з поліетилену

Записуючи схему реакції полімеризації, структурну ланку беруть у круглі дужки. Число, записане у схемі до реакції, вказує на число молекул мономеру, що прореагували, а записане після реакції — на число структурних ланок у макромолекулі полімеру.

Скорочено схему полімеризації етилену записують так:



В одну полімерну молекулу можуть об'єднатися десятки і навіть сотні тисяч мономерів, тому повністю хімічним рівнянням це не записують, а пишуть схеми на зразок наведеної схеми реакції полімеризації поліетилену. Аналогічно записують схему полімеризації інших речовин. Оскільки утворюються макромолекули з різною кількістю структурних ланок, відносна молекулярна маса полімерів — число приблизне. Так, у поліетилену вона може бути від 20 тис. до 3 млн, що залежить від ступеня полімеризації.

Ступінь полімеризації (n) етилену є числом змінним. Тому може йтися лише про середню відносну молекулярну масу макромолекули поліетилену.

Властивості та застосування поліетилену. Коротко ознайомимося з фізичними та хімічними властивостями поліетилену. Це тверда, 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. 48). З поліетилену виготовляють найрізноманітніші вироби, в тому числі й кольорові (додають барвники). Поліетилен не про-

водить електричного струму, тому незамінний при виготовленні ізоляції для електродрогів.

Пригадайте, як швидко етилен знебарвлював розчини калій перманганату, бромної води, згоряв на повітрі. Повторимо ці досліди з поліетиленом.

Дослід 1. Виготовимо розчин калій перманганату слабко-рожевого кольору та зануримо в нього шматочки поліетиленової плівки або гранули поліетилену. Вміст колби перемішаємо скляною паличкою чи збавтаємо струшуванням. Колір розчину калій перманганату не змінив свого забарвлення. Отже, робимо висновок, що поліетилен, на відміну від етилену, стійкий проти дії окисників.

Дослід 2. Перевіримо, чи реагує поліетилен з розчином лугу та кислоти. Для цього в одну колбу наллємо розчину натрій гідроксиду та додамо поліетилен, а в другу — хлоридну чи якусь іншу кислоту і теж помістимо поліетилен. Спостереження показують, що взаємодії речовин в обох пробірках не відбувається.

Отже, за хімічними властивостями поліетилен схожий з насиченими вуглеводнями.

▲ Розгляньте схему полімеризації етилену, порівняйте будову мономера і структурної ланки та поясніть, чому поліетилен виявляє хімічні властивості насичених вуглеводнів.

Дослід 3. Шматочок поліетилену внесемо тигельними щипцями у полум'я і спостерігатимемо, як він горить світлим голубим полум'ям.

▲ На підставі проведених дослідів зробіть висновок про доцільність використання поліетилену для зберігання хімічно активних речовин і виготовлення посуду, в якому нагрівають або кип'ячать речовини.

Для детальнішого ознайомлення з фізичними властивостями поліетилену виконайте лабораторний дослід 7.



Мал. 48. Промисловий поліетилен випускають у вигляді гранул (крихти)



СТОРІНКА ПРИРОДОДОСЛІДНИКА

Лабораторний дослід 7. Ознайомлення зі зразками виробів з поліетилену.

Обладнання та речовини: одноразовий поліетиленовий посуд, поліетиленові пакети, кришки, ємкості для рідин, інші вироби з поліетилену, терези, мірний циліндр, пробірки, хімічні стакани, вода.

Завдання 1. Переконайтеся у фізичних властивостях поліетилену, описаних у тексті параграфа. Для цього ознайомтеся з виданими вам поліетиленовими виробами. Поясніть, на яких властивостях поліетилену ґрунтується його використання для виготовлення різноманітних виробів.

Завдання 2. Розробіть план експерименту з визначення густини поліетилену. За розробленим планом виконайте дослід. Сформулюйте і запишіть висновки.

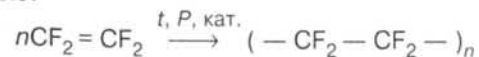
ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- Ненасиченим органічним речовинам властива реакція сполучення. У практичному відношенні найбільш важливою реакцією ненасичених органічних сполук є полімеризація. *Полімеризація* — сполучення багатьох молекул ненасиченого вуглеводню в одну макромолекулу.
- Характеризуючи реакцію полімеризації, використовують поняття *мономер*, *структурна ланка*, *полімер*, *ступінь полімеризації*.
- **Мономер** — це вихідна речовина, молекули якої багаторазово сполучилися між собою та утворили макромолекулу (велику молекулу) полімеру.
- **Структурна ланка** — ділянка полімеру, що багаторазово повторюється у його структурі.
- **Ступінь полімеризації** (n) — це число, яке вказує на кількість молекул мономеру, що прореагували, і кількість структурних ланок у макромолекулі.
- Відносна молекулярна маса *полімеру* (таку загальну назву має продукт реакції полімеризації) — число приблизне, оскільки в одну макромолекулу можуть сполучатися від кількох десятків до кількох сотень тисяч молекул мономеру.
- Завдяки фізичним і хімічним властивостям поліетилен став широкоживаним матеріалом.



СТОРІНКА ЕРУДИТА

Сировиною для добування полімеру *політетрафлуороетилену* (тефлону) є газувата, без кольору і запаху, малотоксична речовина тетрафлуороетен (тетрафлуороетен) C_2F_4 , у якої, як і в етилену, між атомами Карбону наявний подвійний зв'язок. Полімеризація відбувається за схемою:



Подібно етилену, в тетрафлуороетену подвійний зв'язок розривається і з'являються вільні одиниці валентності, за рахунок яких вибудовується ланцюг макромолекули політетрафлуороетилену:



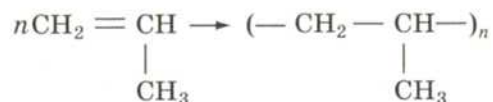
Відсутність у складі макромолекули утвореного полімеру атомів Гідрогену, наявність чотирьох атомів Флуору, які надійно захищають карбоний ланцюг від зовнішніх впливів хімічно агресивних середовищ, додають йому властивостей, відмінних від властивостей поліетилену. Так, на відміну від поліетилену політетрафлуороетен витримує нагрівання до 300 °С, негорючий, є однією з найміцніших органічних сполук. Додаванням до цього полімеру наповнювачів — графіту, скловати тощо — добувають матеріали з високою зносоустійкістю, теплопровідністю та температурою плавлення. Такі властивості полімеру забезпечили його застосування у виробництві тефлонового посуду, підшипників, різних деталей тощо (мал. 49).



Мал. 49. Вироби з тефлону

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Дайте визначення реакції полімеризації, поясніть, чому для етилену вона характерна, а для етану — ні.
2. Найближчий гомолог етилену пропілен полімеризується з утворенням поліпропілену — полімеру з подібними до поліетилену властивостями, але більш міцного і термічно витривалого. Реакція відбувається за схемою:



Зазначте у цій схемі мономер, структурну ланку, ступінь полімеризації та поясніть, за рахунок чого відбулася ця реакція.

3. Іноді поліетилен та поліпропілен називають насиченими високомолекулярними вуглеводнями. Чим, на вашу думку, зумовлена така назва?

4*. *Завдання для виконання у малих навчальних групах.* Користуючись різними інформаційними джерелами, в тому числі й мережею Інтернет, розробіть проект на тему «Сьогодення і майбутнє полімерів», висвітливши питання сировинної бази, екологічної безпеки, практичного використання виготовленої з них продукції.

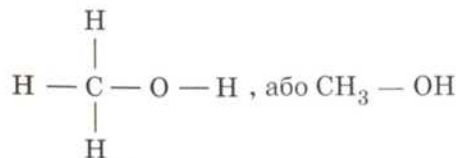
§ 26 Метанол, етанол, гліцерин як представники оксигеновмісних органічних сполук. Поняття про функціональну гідроксильну групу

Ознайомлення з представниками насичених і ненасичених вуглеводнів та гомологічним рядом метану дає змогу перейти до розгляду іншої великої і різноманітної групи органічних сполук, що дістала назву **оксигеновмісні сполуки**. За назвою легко зрозуміти, що до складу їх молекул входять атоми Оксигену. Як і вуглеводні, оксигеновмісні органічні речовини утворюють гомологічні ряди. Одним із таких рядів є гомологічний ряд **насичених одноатомних спиртів**.

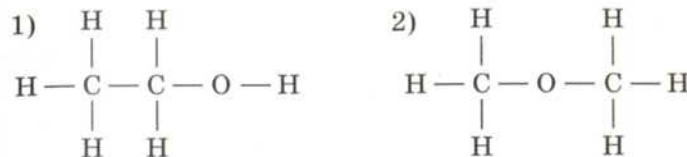
Формули окремих представників насичених одноатомних спиртів. Перший представник цього ряду — *метанол* CH_4O , другий — *етанол* $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$. Як бачимо, назви речовин походять від назви насиченого вуглеводню, до якої додається суфікс **-ол**, а молекули містять таку саму кількість атомів Карбону і Гідрогену, що й відповідний насичений вуглеводень, та один атом Оксигену.

▲ *Самостійно складіть молекулярну формулу пропанолу. На прикладі розглянутих формул метанолу, етанолу та пропанолу переконайтесь, що в гомологічному ряді насичених одноатомних спиртів витримано гомологічну різницю.*

Напишемо структурну формулу метанолу:



Молекулярній формулі $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ відповідають 2 структурні формули:



І лише одна з них є структурною формулою етанолу (про це вже йшлося в параграфі). Експериментально встановлено, що порядок сполучення атомів у молекулі етанолу відображає перша формула. Тобто, як і в молекулі метанолу, атом Оксигену сполучається однією валентністю з атомом Карбону, а другою — з атомом Гідрогену.

▲ *Напишіть електронні формули метанолу та етанолу самостійно.*

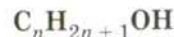
Поняття про функціональну групу. Щоб підкреслити наявність у спиртів гідроксильних груп, замість молекулярних формул CH_4O , $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$, пишуть формули так:



Зверніть увагу: в цій формі запису дві складові частини — перша, що містить на один атом Гідрогену менше, ніж відповідний насичений вуглеводень, називається **радикалом** (позначається **R**), та друга — **гідроксильна група OH**. Саме така форма запису відображає наявність у молекулах спиртів гідроксильної групи атомів **OH** і дає змогу розглядати насичені одноатомні спирти як *похідні гомологів метану, в молекулах яких один атом Гідрогену заміщений на гідроксильну групу*. Отже, можемо записати загальну формулу спиртів: **R — OH**. Напівструктурні формули етанолу та пропанолу мають такий вигляд:



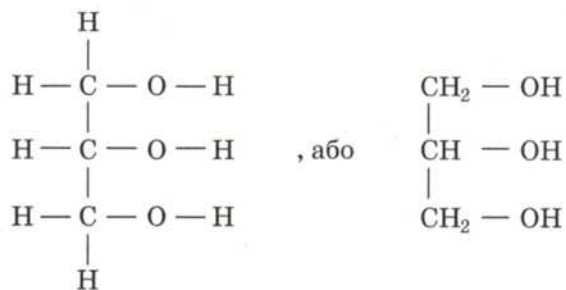
Із розглянутих формул видно, що одновалентний радикал порівняно з відповідним насиченим вуглеводнем має на один атом Гідрогену менше. Тож загальну формулу насичених одноатомних спиртів можемо записати так:



Гідроксильна група — це **функціональна група спиртів**, що визначає характерні (функціональні) властивості речовин гомологічного ряду насичених одноатомних спиртів.

Групи атомів, що входять до складу молекул усіх представників одного гомологічного ряду і визначають їх спільні властивості, називають функціональними групами.

У розглянутих формулах до складу молекул спиртів входить одна гідроксильна група. Звідси й походження назви — *одноатомні спирти*. Проте існують спирти з двома та більше гідроксильними групами в молекулі. Їх загальна назва — *багатоатомні спирти*. Представником багатоатомних спиртів є гліцерин (гліцерол) $C_3H_8O_3$. Він належить до трьохатомних спиртів, тому що до складу молекули входять три гідроксильні групи:



З наведених формул видно, що гідроксильні групи розміщені по одній біля кожного атома Карбону і можна написати формулу як $C_3H_5(OH)_3$.

Відомі вам глюкоза, цукор, олія, оцтова кислота теж належать до оксигеновмісних речовин. З власного досвіду ви знаєте, наскільки це різні речовини. Чому?

Причиною є те, що крім різної кількості атомів Карбону в молекулах та різних хімічних зв'язків між ними, до складу цих речовин входять різні функціональні групи, до того ж їх може бути в одній молекулі кілька.

Фізичні властивості метанолу, етанолу, гліцерину. Наявність гідроксильної групи позначається на загальних властивостях спиртів. Так, серед спиртів відсутні газуваті речовини. Перші представники гомологічних рядів одноатомних та багатоатомних спиртів — рідини, спирти з більшим вмістом атомів Карбону в молекулі — тверді речовини. Відсутність у спиртів газуватого агрегатного стану пояснюється наявністю між їх молекулами водневого зв'язку.

▲ Повторивши § 3, с. 20—22, пригадайте, який зв'язок називається водневим і як він утворюється.

Метанол — легко кипляча безбарвна рідина (температура кипіння $+64,5$ °C) зі специфічним запахом, легший за воду, змішується з нею у будь-яких співвідношеннях. **Метанол надзвичайно отруйний!** Потрапляння в організм людини навіть кількох крапель цієї речовини призводить до важкого отруєння всього організму, 10—20 мл — до паралічу зорового нерва та невиліковної сліпоти, а 30—50 мл можуть спричинити навіть смерть.

Етанол за фізичними властивостями в усьому схожий з метанолом, проте має дещо вищу температуру кипіння ($+78,4$ °C). Етанол, як і метанол, не лише здатний розчинитися у будь-якій кількості води, а й сам є розчинником багатьох органічних сполук.

Згубна дія етанолу на організм людини. Це отруйна речовина, що згубно впливає на організм людини і виявляє наркотичну дію, тобто викликає залежність, що призводить до захворювання на алкоголізм (у давнину спирти називали *алкоголями*). Етанол руйнує нервову систему, робить організм вразливим до серцево-судинних захворювань, спричинює захворювання органів травлення, порушує пам'ять.

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.

Потяг до спиртних напоїв при частому і надмірному їх вживанні розвивається досить швидко і важко піддається лікуванню. Боротися зі згубною пристрастю до спиртного пробували у багатьох країнах світу, в тому числі й у нашій державі, 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, погоджуватися на лікування від алкогольної залежності.

Гліцерин. На прикладі цієї речовини ви маєте змогу переконатися, як зміни у кількісному складі речовин спричинюють їх якісні зміни. Так, гліцерин — це безбарвна, в'язка, сиропоподібна, без запаху, важча за воду і неотруйна рідина, що має здатність поглинати вологу з повітря та утримувати її. Отже, збільшення кількості гідроксильних груп у молекулі гліцерину стало причиною появи нових властивостей сполуки.



СТОРІНКА ПРИРОДОДОСЛІДНИКА

Завдання. Збагатіть свої знання про застосування спиртів. Для цього ознайомтеся з текстом етикеток, що є на продуктах побутової хімії, листках-вкладках до лікарських препаратів, косметичних засобів, написами на етикетках склянок з лікувальними настоянками і запишіть у зошит, які з них містять у своєму складі спирти.

- Прикладом оксигеновмісних органічних сполук є спирти. Спирти можна розглядати як похідні вуглеводнів, у молекулах яких один чи кілька атомів Гідрогену заміщені на одну чи кілька одновалентних гідроксильних груп OH.
- Гідроксильна група OH дістала назву *функціональної групи спиртів*. Вона є обов'язковою у складі молекул спиртів і зумовлює їх спільні властивості.
- Число гідроксильних груп у молекулі спирту визначає його *атомність*. Спирти, в молекулах яких міститься одна гідроксильна група, називаються *одноатомними*, більше однієї — *багатоатомними*.
- Метанол CH_3OH та етанол $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ — представники одноатомних насичених спиртів, оскільки їх молекули складаються із залишку насиченого вуглеводню, що дістав загальну назву *вуглеводневий радикал*, й однієї гідроксильної групи.
- Гліцерин, або гліцерол $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$ — представник багатоатомних спиртів, оскільки у його молекулі вуглеводневий радикал насиченого вуглеводню сполучений з трьома гідроксильними групами, що містяться біля різних атомів Карбону.
- Метанол та етанол — дуже отруйні й небезпечні для здоров'я людини речовини у разі їх внутрішнього вживання.

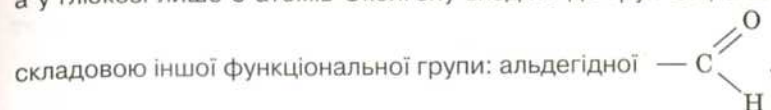


СТОРІНКА ЕРУДИТА

З біології вам відомо, яке значення має жовч для нормального обміну речовин в організмі людини. Одним із компонентів жовчі є *холестерин*, або *холестерол*. У другій назві наявність суфікса **-ол** не випадкова, оскільки ця речовина належить до одноатомних спиртів. Холестерол в організмі людини і тварин є реагентом, з якого утворюються біологічно важливі речовини. Оскільки на їх утворення холестерол витрачається неповністю, то з часом він відкладається на стінках кровоносних судин і призводить до захворювання на атеросклероз або спричиняє жовчнокам'яну хворобу. Щоб уникнути цих захворювань, лікарі радять не палити, не вживати спиртних напоїв, збільшити в раціоні вміст продуктів, багатих на вітаміни, уникати стресових ситуацій.

Прикладом насиченого шестиатомного спирту є *сорбіт*, формула якого $\text{C}_6\text{H}_8(\text{OH})_6$. Його ще називають цукром для діабетиків. Якісний склад цього спирту однаковий з якісним складом глюкози, формула якої $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$. Кількісний склад відрізняється числом атомів Гідрогену. Відмінним є також розташування атомів Оксигену в молекулі: у сорбіті всі 6 атомів Оксигену перебувають у складі гідроксильних груп,

а у глюкозі лише 5 атомів Оксигену входять до груп OH, а шостий є



Ця, здавалося б, незначна відмінність у будові молекул відіграє важливу роль в обміні речовин у людей, хворих на діабет. Через недостатнє вироблення підшлунковою залозою ферменту інсуліну розщеплення глюкози в організмі утруднюється, а це призводить до підвищення вмісту цієї речовини у крові. Перевірити це можна, зробивши спеціальний аналіз крові. Тому люди із захворюванням на діабет замість цукру вживають сорбіт.

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Запишіть молекулярні, електронні та структурні формули метанолу, етанолу, гліцерину. Обчисліть, у якій із сполук масова частка Оксигену найбільша.

2. Схарактеризуйте фізичні властивості вивчених вами спиртів. Завдяки яким з них спирти знаходять практичне застосування?

3. Чим небезпечно вживання напоїв, що містять етанол?

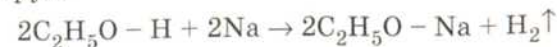
4*. Спробуйте пояснити, чому спирти мають вищу температуру кипіння, ніж рідкі за звичайних умов відповідні вуглеводні з однаковою кількістю атомів Карбону в молекулі.

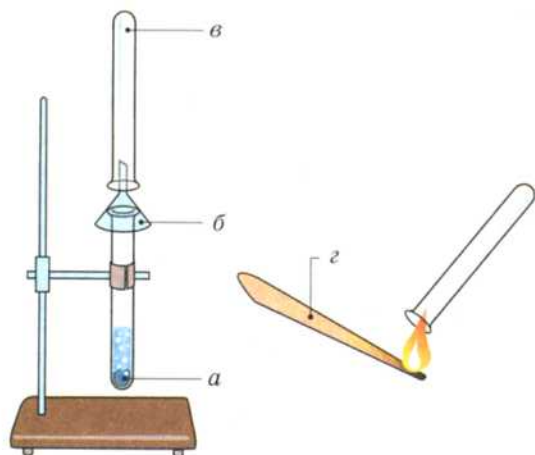
5*. Скориставшись знаннями з хімії і біології людини, а також додатковими відомостями з інформаційних джерел, зокрема мережі Інтернет, обґрунтуйте особливу небезпеку вживання спиртних напоїв у юнацькому віці та підготуйте реферат чи комп'ютерну презентацію антиалкогольної пропаганди серед учнів.

§ 27 Хімічні властивості та застосування спиртів

Спирти належать до хімічно активних органічних сполук, що вступають у різні типи хімічних реакцій. Переконаємося в цьому, виконавши деякі досліди.

Дослід 1. Взаємодія етанолу з натрієм. Наллємо у пробірку 2 мл етанолу й помістимо в неї невеликий, завбільшки з сірникову голівку, шматочок натрію (мал. 50, а). Спостерігається активна взаємодія спирту з натрієм, що супроводжується виділенням безбарвної газуватої речовини. Зберемо газ, що виділяється, у пробірку, тримаючи її догори дном (мал. 50, в), та піднесемо до отвору пробірки запалений сірник (мал. 50, г). Чутно характерний для згоряння водню звук. Кількісним дослідом, описаним у рубриці «Сторінка ерудита», встановлено, що атоми Натрію заміщують лише атоми Гідрогену гідроксильних груп:



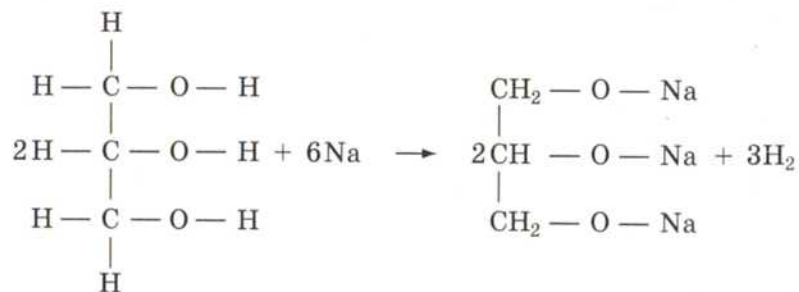


Мал. 50. Взаємодія етанолу з натрієм:

a — пробірка з етанолом і натрієм; *b* — лійка; *v* — пробірка для збирання водню; *z* — перевірка наявності водню запаленою скіпкою

Утворена складна речовина має назву *натрій етанолат*.

Дослід 2. Взаємодія гліцерину з натрієм. Проведемо дослід, аналогічний попередньому, але з гліцерином. Результат буде подібним — атоми Натрію замість атомів Гідрогену в гідроксильних групах, внаслідок чого утворюється складна речовина, що має назву *натрій гліколят*, та водень:

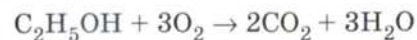


▲ **Зробіть висновок, до якого типу хімічних реакцій належить взаємодія спиртів із натрієм.**

Хоча обидві реакції проведені в однакових умовах, етанол взаємодіє з натрієм активніше, ніж із гліцерином.

Дослід 3. Повне окиснення етанолу. 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 на фарфоровій чашці (мал. 51). Після цього змочимо вату 0,5 мл етанолу та піднесемо запалений

сірник. Спирт відразу ж загоряється й горить яскравим блакитним полум'ям.



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 виділялася, витратилася на нагрівання та випаровування води.

Використання етанолу. Здатність етанолу бути добрим розчинником неорганічних та органічних сполук знаходить практичне використання у фармацевтичній промисловості, виробництві парфумів, лаків, фарб та розчинників, що використовуються для видалення фарби й інших забруднювачів з тканин.

Згубною дією етанолу на живі організми користуються в медицині для дезінфекції. З цією метою, 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 малюнку 52.

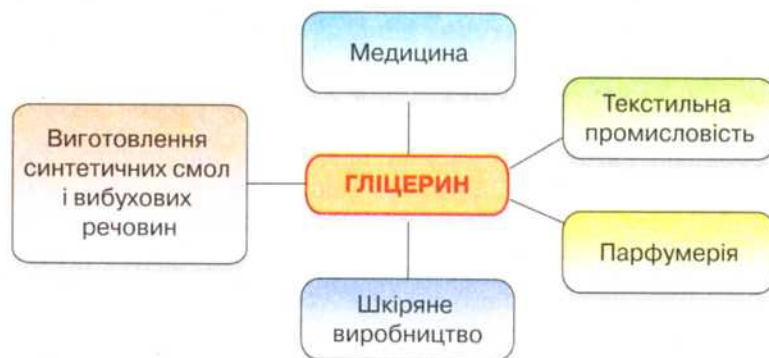


Мал. 51. Горіння етанолу



Мал. 52. Застосування етанолу

Застосування гліцерину (мал. 53). Здатність гліцерину поглинати вологу використовують у парфумерії для виготовлення мазей, зволожувальних кремів, під час виробництва мила тощо. Для пом'якшення пряді й шкіри у промислових масштабах теж використовують гліцерин. Із гліцерину добувають нітрогліцерин — речовину, що вибухає навіть при легкому натисканні. Цю дуже вибухонебезпечну речовину використовують для виготовлення динаміту — вибухівки, що є незамінною при прокладанні тунелів, доріг у горах. Пігулки з вмістом нітрогліцерину чи спиртовий розчин цієї речовини використовують як ліки для людей із серцевими захворюваннями.



Мал. 53. Схема застосування гліцерину

Метанол використовують у хімічній промисловості як сировину для виробництва інших речовин — різних полімерів, розчинників для лаків і фарб тощо.



СТОРІНКА ПРИРОДОДОСЛІДНИКА

Лабораторний дослід 8. Досліди з гліцерином: розчинність гліцерину у воді, взаємодія з купрум(II) гідроксидом.

Виконання цього лабораторного дослідження допоможе вам краще вивчити властивості гліцерину, продовжити формування експериментальних умінь, навчитися розпізнавати гліцерин серед інших сполук.

Обладнання та речовини: гліцерин, вода, розчини купрум(II) сульфату і лугу, пробірки і мірний посуд, скляна паличка для перемішування речовин.

Завдання 1. Дослідіть розчинність гліцерину у воді.

Скориставшись мірним посудом, відміряйте 1 мл води і помістіть у пробірку. До неї додайте відміряний таким же чином 1 мл гліцерину та перемішайте речовини. Чи розчинився гліцерин у воді?

До утвореної суміші гліцерину й води додайте ще 1 мл гліцерину і перемішайте речовини. Спостерігайте, чи розчинився гліцерин цього разу.

Зробіть висновок про розчинність гліцерину у воді.

Завдання 2. Проведіть якісну реакцію на гліцерин.

Гліцерин та інші багатоатомні спирти можна розпізнати за допомогою якісної реакції, яка полягає у взаємодії багатоатомного спирту із свіжодобутим осадом купрум(II) гідроксиду.

Для проведення якісної реакції на гліцерин у пробірку налейте 2 мл розчину лугу і до нього додайте кілька крапель розчину купрум(II) сульфату. Ви побачите, що утворився блакитний осад.

▲ **Запишіть у зошиті молекулярне та йонне рівняння цієї реакції і скористайтесь таблицею розчинності, щоб переконатися, що в осад випадає $\text{Cu}(\text{OH})_2$.**

До утвореного осаду додайте краплями гліцерин і суміш перемішайте. Осад розчиниться, натомість утвориться розчин інтенсивно синього кольору.

▲ **Сформулюйте та запишіть у зошиті висновок про те, як можна довести наявність багатоатомних спиртів у розчині.**

ПІДІВ'ЄМО ПІДСУМКИ

- У хімічному відношенні спирти — активні речовини, що взаємодіють з різними реагентами, в тому числі й лужними металами, киснем.
- Характерні хімічні властивості спиртів зумовлені наявністю функціональної гідроксильної групи OH , а також загальною властивістю багатьох органічних сполук вступати з киснем у реакцію повного окиснення (горіння).
- Спирти — цінна сировина для виробництва багатьох речовин.
- Щоб розпізнати гліцерин, проводять якісну реакцію зі свіжодобутим осадом купрум(II) гідроксиду блакитного кольору. За наявності гліцерину осад розчиняється, а розчин набуває інтенсивно синього кольору.



СТОРІНКА ЕРУДИТА

У тексті параграфа сказано про те, що завдяки проведенню хімічного експерименту було підтверджено структурну будову етанолу і наявність у його молекулі однієї гідроксильної групи. Розглянемо хід проведення цього експерименту.

На малюнку 54 зображено прилад, у якому проводиться взаємодія натрію з етанолом. Для проведення експерименту потрібно у прилад (мал. 54, а) помістити натрій та етанол. Коли взяти 0,05 моль, або 2,3 г етанолу і 0,05 моль, або 1,15 г натрію, а весь водень, що виділяється

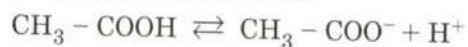
Фізичні властивості оцтової кислоти. Оцтова кислота — безбарвна рідина з різким запахом, добре розчинна у воді. Оцет, який ми використовуємо в побуті, — це її розбавлений розчин. Розчин оцтової кислоти відомий людині з глибокої давнини. Концентровану оцтову кислоту у 1537 р. вперше добув німецький учений Теофраст Парацельс.

Хімічні властивості оцтової кислоти. Як вам відомо, неорганічні кислоти дисоціюють на катіон Гідрогену та аніон кислотного залишку. А на які йони дисоціює і чи дисоціює взагалі оцтова кислота?

З її структурної формули видно, що в молекулі наявні і гідроксильна група (у складі карбоксильної групи), і 3 атоми Гідрогену в складі вуглеводневого радикала. Можна передбачити, що у водному середовищі дисоціація відбуватиметься з утворенням гідроксид-аніона OH^- , а можна прогнозувати появу катіонів Гідрогену H^+ .

▲ Здобудьте відповідь на поставлене в попередньому абзаці запитання, виконавши лабораторний дослід 9 з рубрики «Сторінка природодослідника».

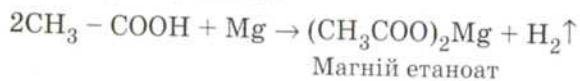
1. Електролітична дисоціація оцтової кислоти. Лабораторний дослід свідчить, що оцтова кислота, подібно до розчинних неорганічних кислот, дисоціює з утворенням кислотного середовища. І знову виникає запитання: скільки катіонів Гідрогену утворюється та з яких саме атомів Гідрогену — тих, що у вуглеводневому радикалі, чи того, що у функціональній групі? Дослідження вчених показали, що катіон Гідрогену відщеплюється від гідроксильної групи. Запишемо рівняння електролітичної дисоціації оцтової кислоти:



Зверніть увагу: під час дисоціації цієї, а також інших карбонових кислот першим записують аніон кислотного залишку, другим — катіон Гідрогену.

Оцтова кислота є слабким електролітом і виявляє загальні властивості кислот щодо взаємодії з металами, лугами, солями.

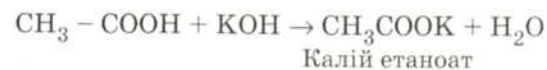
2. Взаємодія оцтової кислоти з металами. Метали, розміщені у витискувальному ряді до водню, витісняють його з оцтової кислоти, наприклад:



Утворену сіль називають *магній етаноат* (історична назва — *ацетат магнію*). Як і в назвах солей неорганічних кислот (наприклад, сульфат, нітрат), **корінь** із назви кислоти і **суфікс** -ат після нього зберігаються.

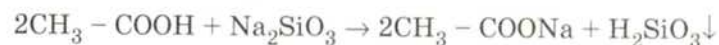
▲ Виконайте завдання 1 лабораторного дослід 10, що дасть вам змогу закріпити знання про властивість етанової кислоти взаємодіяти з металами.

3. Взаємодія оцтової кислоти з основами. Оцтова кислота вступає в реакцію нейтралізації з основами та утворює сіль і воду, наприклад:



▲ Виконайте завдання 2 лабораторного дослід 10 та переконайтеся в цій властивості.

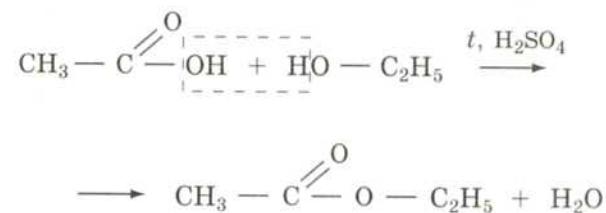
4. Взаємодія оцтової кислоти із солями. Оцтова кислота взаємодіє із солями слабкіших за неї кислот, наприклад карбонатами, силікатами:



▲ Продукти реакції назвіть самостійно.

Виконайте завдання 3 лабораторного дослід 10 та переконайтеся у здатності етанової кислоти взаємодіяти із солями.

5. Взаємодія оцтової кислоти зі спиртами. Оцтова кислота за слабого нагрівання та наявності концентрованої сульфатної кислоти як каталізатора і водопоглинаючої речовини вступає в реакцію зі спиртами:



Органічна сполука, що утворилася в цій реакції, належить до класу оксигеновмісних сполук **естерів**, представниками яких є також *жири*.

Розглянута реакція належить до каталітичних та оборотних реакцій, її прискорює та допомагає зміщувати рівновагу в бік прямої реакції концентрована сульфатна кислота.

▲ Поміркуйте, яким чином концентрована кислота забезпечує зміщення рівноваги в бік утворення продуктів реакції.

Особливістю цієї реакції є те, що в утворенні води бере участь не гідроксильна група спирту, тобто його функціональна група, а гідроксильна група кислоти.

Етанова кислота в реакціях виявляє також певні хімічні властивості завдяки вуглеводневому радикалу. З ними ви ознайомитесь у старшій школі.

Застосування оцтової кислоти. За обсягами виробництва і застосуванням їй належить першість серед карбонових кислот. Розчин етанової кислоти використовують як смакову приправу та консервант продуктів харчування. Консервувальна дія полягає у тому, що кисле середовище пригнічує розвиток гнильних бактерій і пліснявих грибів. У промисловості етанова кислота використовується для виробництва штучних волокон, естерів, які знаходять застосування у медицині, а також для виготовлення лаків і фарб.



СТОРІНКА ПРИРОДОДОСЛІДНИКА

Лабораторний дослід 9. Дія оцтової кислоти на індикатори.

Завдання. Випробуйте дію розчину оцтової кислоти на індикатори лужного та кислого середовищ. Для цього налийте у 2 пробірки по 1 мл розчину оцтової кислоти та додайте в одну пробірку кілька крапель фенолфталеїну, а в іншу — лакмусу чи метилового оранжевого. Що спостерігаєте?

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

Лабораторний дослід 10. Взаємодія оцтової кислоти з металами, лугами, солями.

Завдання 1. Проведіть реакцію між оцтовою кислотою та цинком. Для цього у пробірку покладіть 1 гранулу цинку та налийте близько 2 мл розчину оцтової кислоти. Стежте за змінами, що відбуваються у пробірці.

Трохи підігрійте пробірку з наявними у ній речовинами. Чи вдалося вам вплинути на швидкість хімічної реакції?

Результати спостереження та молекулярне рівняння реакції запишіть у робочому зошиті.

Завдання 2. Проведіть реакцію між оцтовою кислотою і натрій гідроксидом. Для цього налийте у пробірку близько 1 мл лугу, додайте до нього кілька крапель фенолфталеїну. Як змінився колір розчину в пробірці і чому?

До вмісту пробірки доливайте малими порціями розчин оцтової кислоти, доки розчин не стане безбарвним. Поясніть, яка хімічна реакція відбулася та які продукти реакції утворилися.

Результати спостереження та молекулярне і йонні хімічні рівняння реакції запишіть у робочому зошиті.

Завдання 3. Проведіть реакцію між оцтовою кислотою і натрій карбонатом. Для цього налийте у пробірку близько 1 мл розчину натрій карбонату та долийте стільки само розчину етанової кислоти. Що спостерігаєте?

Результати спостереження та молекулярне і йонні хімічні рівняння проведених реакцій запишіть у робочому зошиті.

Чи підтверджують результати виконаних вами дослідів зазначені у тексті параграфа властивості етанової кислоти? Сформулюйте загальний висновок про хімічні властивості цієї органічної сполуки.

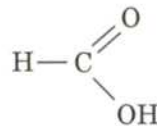
ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- **Оцтова (етанова) кислота** — типовий представник карбонових кислот. Таку загальну назву мають органічні кислоти.
- Формула етанової кислоти CH_3COOH . Її молекула складається з вуглеводневого радикала CH_3- і функціональної карбоксильної групи карбонових кислот — COOH .
- Етанова кислота виявляє загальні властивості кислот: дисоціює на катіон Гідрогену H^+ та аніон кислотного залишку CH_3COO^- , діє на індикатори, взаємодіє з металами, основами, солями слабкіших кислот. Вона реагує також зі спиртами.



СТОРІНКА ЕРУДИТА

Нині відомо понад 300 карбонових кислот, молекули яких різняться за складом вуглеводневого радикала та кількістю функціональних груп. Так, поширеною у природі є **метанова**, або **мурашина**, кислота HCOOH . Вона має таку структурну формулу:

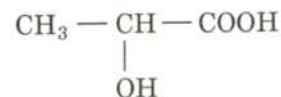


Саме її дію ми відчуваємо при укусах мурашок чи коли нас жалить кропива.

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

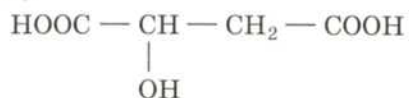
Кислий присмак щавлю надає **щавлева кислота**. Її молекула цікава тим, що не містить вуглеводневого радикала, а утворилася з двох карбоксильних груп: $\text{HOOC} - \text{COOH}$.

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

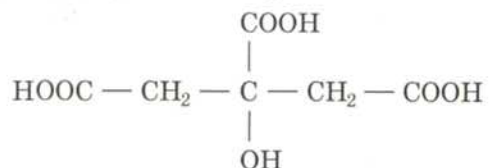


Ця кислота є серед продуктів окиснення речовин у м'язах людини. Вам знайомий стан, коли після напруженої фізичної праці чи тривалого бігу болять м'язи (з часом біль минає). Його спричинює накопичення у м'язових клітинах надлишку молочної кислоти.

У плодах яблук, винограду, малини міститься **яблучна кислота**. Її особливість полягає в тому, що молекула має дві карбоксильні групи та одну гідроксильну:



Лимонам надає смак **лимонна кислота**. Її вміст у них досягає 10 %. Структурна формула цієї сполуки така:



ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Назвіть функціональну групу карбонових кислот, наведіть приклади формул сполук, до складу яких входить ця функціональна група.

2. Складіть електронну та структурну формули етанової (оцтової) кислоти. Схарактеризуйте фізичні властивості цієї сполуки.

3. Проілюструйте хімічні властивості етанової кислоти рівняннями хімічних реакцій, яких не було наведено у тексті параграфа.

4. Обчисліть масу та об'єм водню (н.у.), який виділиться внаслідок взаємодії розчину етанової кислоти масою 50 г з масовою часткою розчиненої речовини 12 % і достатньої кількості цинку.

5. Як вплине на стан хімічної рівноваги реакції етанової кислоти з етанолом уведення додаткової кількості одного з продуктів реакції?

6*. Водень, що утворився внаслідок повної взаємодії розчину етанової кислоти масою 600 г і магнію, без залишку прореагував із киснем об'ємом 22,4 л (н.у.). Обчисліть масову частку кислоти в розчині.

§ 29 Експериментальне дослідження властивостей оцтової кислоти.

Практична робота 4

У 8 класі ви з'ясували значення експериментального методу дослідження в хімії, а під час виконання лабораторних дослідів і практичних робіт набували 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, висунути гіпотези та завдяки експериментальному

методу довести їх достовірність. Для цього вам необхідно ознайомитися зі змістом завдань практичної роботи 4 із рубрики «Сторінка природодослідника» та здійснити хімічний експеримент.



СТОРІНКА ПРИРОДОДОСЛІДНИКА

Практична робота 4. Властивості оцтової кислоти.

Завдання 1. Дослідним шляхом виявіть оцтову кислоту в пробірці без етикетки, якщо в двох інших пробірках, що теж не мають етикеток, містяться розчин натрій гідроксиду та вода.

Завдання 2. Дослідіть, з яким металом — магнієм чи міддю — відбуватиметься взаємодія оцтової кислоти.

Завдання 3. З'ясуйте, що є якісною реакцією на солі оцтової кислоти, які перебувають у розчині.

Для цього проведіть повну нейтралізацію оцтової кислоти лугом (використовуйте індикатори, щоб переконатися в цьому). Напишіть рівняння реакції та з'ясуйте, яка сіль утворилася, після чого додайте 2—3 краплі розчину ферум(III) хлориду. За результатами спостереження зробіть висновок щодо якісного доведення наявності солей оцтової кислоти в розчині.

Завдання 4. Експериментальним шляхом встановіть, чи взаємодіє оцтова кислота з нерозчинною основою купрум(II) гідроксидом.

Для проведення досліду використовуйте свіжовиготовлений осад основи.

Завдання 5. Здійсніть перетворення за схемою:



Завдання 6*. Запропонуйте експеримент, за допомогою якого можна перевірити, яка з кислот — карбонатна чи хлоридна — є сильнішим електролітом, ніж оцтова кислота.

Хід та результати виконання експерименту по кожному із завдань опишіть у зошитах для практичних робіт. Зробіть **загальний висновок** щодо використання експериментального методу в хімії і зокрема для вивчення властивостей оцтової кислоти.



СТОРІНКА ЕРУДИТА

Солі етанової кислоти можна виявити в розчині за допомогою якісної реакції з розчином ферум(III) хлориду. Так, якщо до безбарвного розчину натрій етаноату додати розчин ферум(III) хлориду з масовою часткою солі 1 %, що має ледь жовтий колір, то розчин набуде жовто-червоного забарвлення внаслідок утворення ферум(III) етаноату. Нагріванням утвореної суміші речовин до кипіння, дістають червоно-бурий осад нерозчинної у воді основної солі $\text{FeOH}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, а розчин стає безбарвним.

§ 30 Поняття про вищі карбонові кислоти та жири

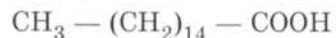
Характеризуючи етанову кислоту як насичену одноосновну карбонову кислоту, слід зазначити, що за однією з класифікацій вона належить до **нижчих карбонових кислот**. Так називають органічні кислоти з невеликою кількістю атомів Карбону в молекулі.

Вищі карбонові кислоти. Кислоти, у молекулах яких міститься 10 і більше атомів Карбону, дістали назву **вищих карбонових кислот**. Поширеними у природі є вищі карбонові кислоти, що містять від 10 до 22 атомів Карбону. Число атомів Карбону у молекулах вищих карбонових кислот, як правило, парне, а карбоновий ланцюг нерозгалужений.

Вищі карбонові кислоти бувають *насичені* та *ненасичені*, тобто перші у вуглеводневому радикалі мають лише одинарні зв'язки, тоді як у радикалах других між атомами Карбону існують подвійні зв'язки. Радикали ненасичених кислот найчастіше містять від одного до трьох подвійних зв'язків.

Прикладом *вищих насичених карбонових кислот* є **пальмітинова і стеаринова кислоти**.

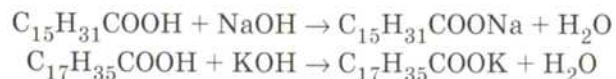
Молекула пальмітинової кислоти містить 16 атомів Карбону, 15 з яких перебувають у складі радикала, а один — у карбоксильній групі. Її хімічна формула $C_{15}H_{31}COOH$. Карбоновий ланцюг нерозгалужений, тому можемо записати таку напівструктурну формулу:



У молекулі стеаринової кислоти порівняно з пальмітиною на два атоми Карбону більше, тому її хімічна формула $C_{17}H_{35}COOH$, або $CH_3 - (CH_2)_{16} - COOH$.

За фізичними властивостями це тверді, білого кольору, нерозчинні у воді, але розчинні в органічних розчинниках, жирні на дотик речовини. Із суміші цих кислот виготовлені стеаринові свічки.

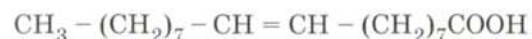
Вищі карбонові кислоти — дуже слабкі електроліти, проте вступають у реакцію нейтралізації з лугами (в розчині):



Утворені внаслідок нейтралізації натрієві та калієві солі, на відміну від самих кислот, добре розчинні у воді, мильні на дотик, виявляють мийну дію і є основною складовою мила: натрієві солі — твердого, калієві — рідкого.

Олеїнова кислота $C_{17}H_{33}COOH$ належить до вищих *ненасичених карбонових кислот*. Молекула цієї сполуки подібно до

стеаринової кислоти налічує 18 атомів Карбону. Проте посередині карбон-карбонового ланцюга між 9 та 10 атомами Карбону є подвійний зв'язок:



Через наявність у радикалі подвійного зв'язку олеїнова та інші ненасичені карбонові кислоти виявляють хімічні властивості не лише карбонових кислот, а й ненасичених вуглеводнів. Так, олеїнова кислота (у вигляді водно-спиртового розчину) знебарвлює бромну воду та калій перманганат.

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

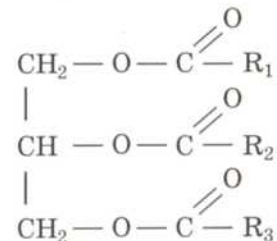
Склад жирів, їх утворення. Вивчаючи оцтову кислоту, ви ознайомилися з **естерами** — *оксигеновмісними органічними сполуками, що утворюються внаслідок взаємодії карбонових кислот та спиртів*. За загальною назвою добутих органічних сполук реакція їх утворення дістала назву **реакції естерифікації**.

▲ *Повторіть, за яких умов цю реакцію здійснюють в лабораторії.*

У неперевершених природних хімічних лабораторіях — живих організмах — реагентами реакції естерифікації є гліцерин (трьохатомний спирт гліцерол) і вищі карбонові кислоти — пальмітинова, стеаринова, олеїнова та деякі інші. Естери, які утворюються при цьому, дістали загальну назву **жири**.

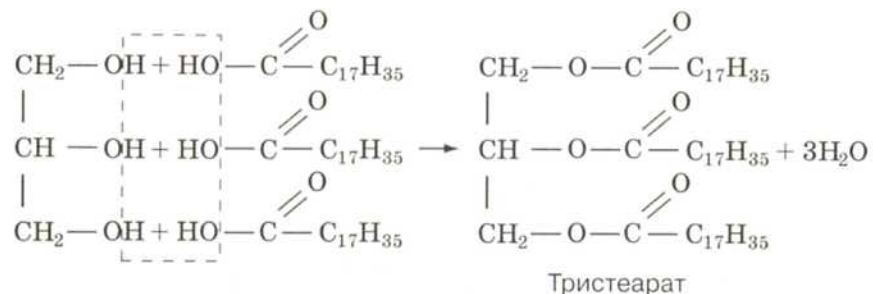
Жири — це естери трьохатомного спирту гліцерину та вищих карбонових кислот.

Склад жирів можна передати такою загальною формулою:



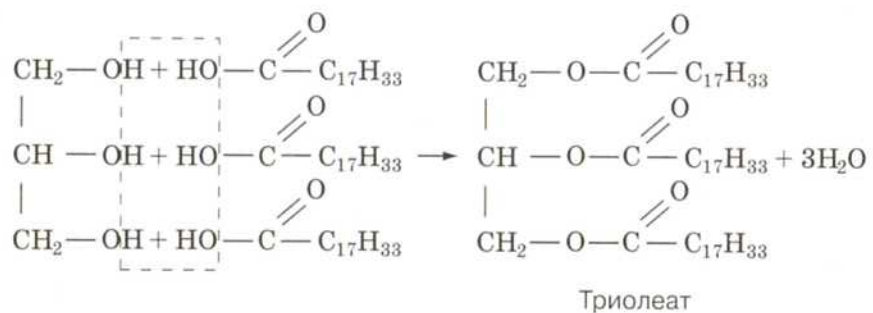
Тривалий час вчені не могли відтворити реакцію естерифікації у лабораторних умовах. Вперше це вдалося здійснити французькому вченому П'єру Бертло в 1854 році.

Розглянемо на прикладі гліцерину та стеаринової кислоти схему утворення жиру:



Жири у природі. Від свійських тварин людина одержує жири тваринного походження (свинячий, яловичий, баранячий, вершкове масло тощо), з олійних культур — жири рослинного походження (соняшникова, кукурудзяна, маслинова олії та ін.). З життєвого досвіду вам відомо, що перелічені жири тваринного походження — це тверді речовини, тоді як рослинного — рідини (їх називають оліями). Рослинні жири відрізняються від тваринних тим, що їх утворюють здебільшого ненасичені вищі карбонові кислоти, зокрема олеїнова.

Розглянемо, як утворюється естер **триолеат** з гліцерину та олеїнової кислоти:



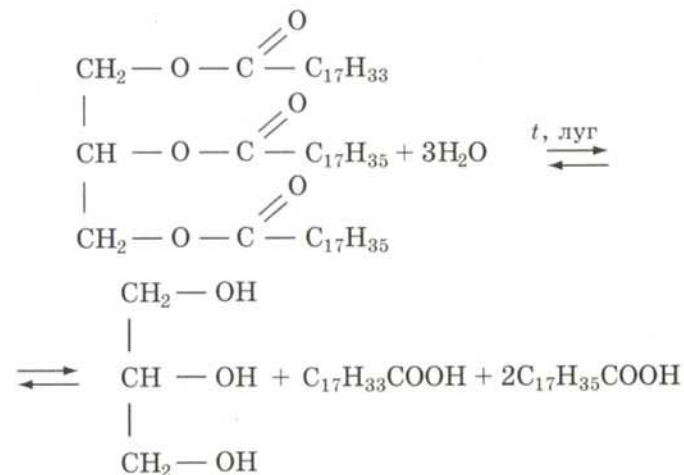
Наявність у молекулах естерів рослинного походження подвійних зв'язків зумовлює їх здатність до окиснення киснем повітря. Тому олія швидше, ніж смалець (твердий жир, у молекулах якого немає подвійних зв'язків), псується, гіркне. Ще швидше за олію псується вершкове масло — жир тваринного походження, до складу молекул якого входять залишки не лише вищих карбонових кислот, а й бутанової, або масляної, кислоти $\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$ — представника нижчих карбонових кислот, що доволі швидко окиснюється.

Цілком очевидно, що немає потреби налагоджувати промислові способи добування жирів шляхом проведення реакції естерифікації, тому що «природні лабораторії» успішно справляються з цим завданням. Промисловість потребує значної кількості жирів для того, щоб добувати з них гліцерин та вищі

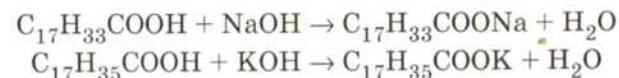
карбонові кислоти (їх ще називають жирними кислотами), а також для виробництва харчового продукту — *маргарину*.

Гідроліз та гідрування жирів. Як зазначалося на с. 70, хімічну реакцію обміну між водою і різними складними речовинами (солями, естерами тощо) називають **гідролізом** (від грец. *hydor* — вода, *lysis* — розкладання).

Жири внаслідок гідролізу розкладаються на гліцерин та вищі карбонові кислоти, яких може бути не одна, а кілька (залежно від того, залишки скількох кислот входили до складу жиру):

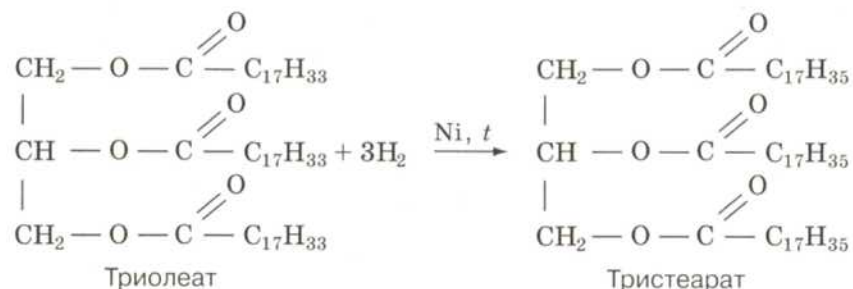


Проведення гідролізу жиру за наявності лугу дає змогу добувати не лише гліцерин, а й натрієві чи калієві солі вищих карбонових кислот, тобто мило:



В оборотній реакції гідролізу жирів луг використовують для того, щоб зміщувати рівновагу в бік утворення гліцерину та жирних кислот. Кислоти, що утворюються, відразу ж реагують з лугом, тому продуктами цієї реакції є гліцерин та мило. Так добувають мило з натуральної сировини.

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** (*пригадайте, що таку назву має реакція приєднання водню*), внаслідок чого рідкі жири перетворюються на тверді. Цю реакцію здійснюють у спеціальних установках, де водень під тиском пропускають крізь нагріту суміш олії і порошкоподібного нікелю як каталізатора:



Таким способом із олій, що значно дешевші, добувають додаткові кількості дорожчих твердих жирів. Утворена внаслідок гідрогенізації тверда маса називається саломасом. Її очищають від нікелю і використовують у виробництві мила, маргарину та деяких інших речовин. Ці та інші галузі застосування жирів показано на малюнку 55.

Біологічна роль жирів. У живих клітинах жири виконують кілька важливих функцій. По-перше, *енергетичну*. При розщепленні й окисненні жирів вивільнюється удвічі більше енергії порівняно з білками та вуглеводами. По-друге, жири добрі *теплоізолятори* — підшкірний шар жиру рятує багатьох тварин від замерзання взимку. По-третє, харчові жири *транспортують* жиророзчинні вітаміни. По-четверте, жири необхідні для *синтезу гормонів*, що беруть участь у проведенні



Мал. 55. Приклади продукції, виготовленої з жирів

нервових імпульсів. І якщо організм людини не отримує належної кількості жирів, то це загрожує порушенню роботи нервової системи, знижує імунітет.

Незважаючи на життєво важливі функції жирів, слід пам'ятати, що їх надмірне вживання небажане, оскільки жири відкладаються «про запас», через це спочатку збільшуються маса та розміри тіла, а згодом настає розлад в обміні речовин.

▲ *Пригадайте з основ здоров'я та біології людини, як розраховується добова норма харчування та обчисліть, яким має бути ваше добове споживання жирів.*



СТОРІНКА ПРИРОДОДОСЛІДНИКА

Завдання. Дослідіть властивості жирів, виявіть їх у насінні.

Обладнання та речовини: твердий жир (наприклад, смалець) та рідкий жир (наприклад, соняшникова олія), вода, ядро волоського горіха та очищене насіння соняшнику, слабкий розчин марганцівки, невеликий аркуш паперу (краще фільтрувального), пластмасові або скляні стакани, невелика керамічна чи металева посудина, яку можна поставити в каструлю, на третину наповнену водою, щоб нагріти вміст посудини на «водяній бані» (так називають нагрівання не на прямому вогні, а від тепла нагрітої води; у цей спосіб часто готують відвари лікарських трав).

Дослід 1. З'ясуйте, більша чи менша за 1 г/см^3 густина жирів та яка їх розчинність у воді. Для цього самостійно розробіть план дослідження та проведіть за ним експеримент.

Дослід 2. Переконайтеся, що насіння соняшнику та волоського горіха багате на олію. Для цього загорніть у папір кілька насінин соняшнику, вивільнених від шкаралупи, та розітріть їх качалкою для тіста чи подрібніть молотком. Після цього розгорніть папір і подивіться, чи залишилася на ньому жирна пляма. Дослід повторіть з ядром волоського горіха.

Дослід 3. Доведіть, що тверді жири — легкоплавкі речовини з температурою плавлення менше $100 \text{ }^\circ\text{C}$. Для цього помістіть твердий жир у невелику керамічну чи металеву посудину і нагрійте його на водяній бані.

Дослід 4. Доведіть ненасичений характер соняшникової олії. Для проведення дослідів використайте 1—2 мл олії і стільки ж розчину калій перманганату (марганцівки). Як змінився колір розчину марганцівки після доливання його до олії та перемішування? Про що це свідчить?

ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- **Вищі карбонові кислоти** — це кислоти, молекули яких містять понад 10 атомів Карбону.
- **Жири** є естерами гліцерину і вищих карбонових кислот, зокрема, насичених *пальмітинової* $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$ і *стеаринової* $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$ та ненасиченої *олеїнової* $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$.

- За агрегатним станом жири бувають **тверді** — до їх складу входять вищі насичені карбонові кислоти і **рідкі**, або **олії** — до їх складу входять вищі ненасичені карбонові кислоти. Жири тваринного походження переважно тверді, а рослинного — рідкі.
- Типовою реакцією жирів є **гідроліз** (обмінна хімічна реакція з водою), внаслідок якої утворюються гліцерин і вищі карбонові кислоти.
- Рідкі жири перетворюються на тверді завдяки реакції **гідрування** — приєднання Гідрогену за місцем розриву подвійних карбон-карбонів зв'язків.
- Біологічна роль жирів настільки важлива, що вони є обов'язковим компонентом збалансованого харчування людини.



СТОРІНКА ЕРУДИТА

У природі утворюються не лише жири, а й інші естери. Поширеними є естери одноатомних спиртів та нижчих карбонів кислот. Ці естери надають плодам аромат, за яким ніколи не сплутати грушу з яблуком, ананас з вишнею тощо. Так, наприклад, естер, утворений з етанової кислоти й одного з ізомерів пентанолу, має запах груші, естер, утворений з бутанової кислоти й бутанолу, — прозора рідина із запахом ананаса. Вони застосовуються у харчовій промисловості у вигляді грушової та ананасової есенцій для ароматизації напоїв, цукерок тощо.

Бджолиний віск — це суміш естерів вищих карбонів кислот і вищих одноатомних спиртів, серед яких переважає естер пальмітинової кислоти і насиченого одноатомного мірицилового спирту $C_{31}H_{63}OH$.

Олія волоських горіхів відрізняється високим вмістом лінолевої $C_{17}H_{31}COOH$ і ліноленової $C_{17}H_{29}COOH$ ненасичених вищих карбонів кислот. У радикалі лінолевої кислоти є два подвійних 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. Із них синтезуються ферменти, які регулюють кров'яний тиск і скорочення м'язів.

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Назвіть формули відомих вам вищих карбонів кислот. У чому полягає відмінність між насиченими й ненасиченими вищими карбонів кислотами та як їх розпізнати?

2. До якого класу органічних сполук належать жири та з яких речовин вони утворюються?

3. Напишіть рівняння реакції естерифікації між гліцерином і пальмітиновою кислотою кількістю речовини 1 моль та стеариновою кислотою кількістю речовини 2 моль.

4. З якою метою здійснюють гідроліз твердих жирів та гідрування олій? Відповідь супроводжуйте записом рівнянь хімічних реакцій.

5. Обчисліть масу олеїнової кислоти та об'єм водню (н.у.), необхідних для добування стеаринової кислоти масою 28,4 г.

6*. Яка маса жиру тристеарату та розчину натрій гідроксиду з масовою часткою розчиненої речовини 24 % витрачається на добування гліцерину кількістю речовини 200 моль?

§ 31 Вуглеводи: глюкоза, сахароза, крохмаль, целюлоза

Вуглеводи (сахариди) є доволі поширеним у природі класом речовин, що за якісним складом належить до оксигеновмісних органічних сполук. У переважній більшості вуглеводів відношення числа атомів Карбону, Гідрогену й Оксигену відповідає формулі $C_n(H_2O)_m$, де n та m можуть збігатися або не збігатися за значенням.

▲ Зважаючи на колишню назву Карбону (вуглець), зробіть висновок про походження назви цього класу органічних сполук.

Класифікація вуглеводів. Вуглеводи класифікують на три групи: **моносахариди**, **дисахариди**, **полісахариди** (мал. 56). До моносахаридів відносять вуглеводи, що не вступають в реакцію гідролізу (*моно* означає один). Дисахариди під час гідролізу розкладаються на молекули двох моносахаридів (*ди* означає два). Полісахариди гідролізуються, утворюючи значну кількість молекул моносахаридів.

Представником моносахаридів є *глюкоза* $C_6H_{12}O_6$, дисахаридів — *сахароза* (цукор) $C_{12}H_{22}O_{11}$, полісахаридів — *крохмаль* і *целюлоза*, які мають однакову загальну формулу $(C_6H_{10}O_5)_n$, але різну будову структурної ланки.



Мал. 56. Класифікація вуглеводів

Окремі представники вуглеводів, їх фізичні властивості і поширення у природі. Моносахарид *глюкоза* $C_6H_{12}O_6$ — біла 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 меду,

нектарі квітів. Глюкоза — обов'язковий компонент крові та лімфи.

Сахароза (буряковий цукор, тростинний цукор) $C_{12}H_{22}O_{11}$ має фізичні властивості, схожі з фізичними властивостями глюкози, і є найпоширенішим дисахаридом у природі. Високий вміст сахарози мають коренеплоди цукрового буряку (від 16 до 27 %) та стебла цукрової тростини (до 25 %). Сахароза — це продукт харчування і сировина для кондитерської, консервної, молочної, хлібопекарської промисловості. Тож потреба у цій речовині значно більша, ніж у моносахаридах, її виробництво здійснюють на цукрових заводах.

Загальна схема виробництва цукру. Хоча цукор добували з цукрової тростини та споживали в їжу здавна, виробництво цукру із цукрового буряку розпочали лише у XVIII столітті. Кліматичні умови України доволі сприятливі для вирощування цієї рослини. Так, в урожайні роки збирають близько 500 центнерів коренеплодів з 1 гектара. Незважаючи на закриття частини цукрових заводів, станом на 2006 рік в Україні діяли 119 цукрових заводів, що виробляли близько 2,6 млн тонн цукру.

Основу виробництва цукру становлять не хімічні, а фізичні явища, тобто на цукрових заводах цю органічну сполуку добувають із природної сировини — цукрових буряків чи цукрової тростини фізичними методами. Розглянемо схему виробництва цукру із цукрового буряку (мал. 57).

Спочатку очищені від ґрунту і помиті коренеплоди цукрового буряку подрібнюють та багаторазово промивають гарячою водою (температура близько 80 °C) у спеціальних чанах, що мають назву дифузори. Добутий розчин містить, крім сахарози, чимало інших речовин, що також розчинилися у воді. Тому подальшим у виробництві цукру є процес обробки розчину вапняним молоком (водною суспензією кальцій гідроксиду). Розчинені речовини взаємодіють з ним, утворюючи нерозчинні сполуки, що випадають в осад. Сахароза теж взаємодіє з кальцій гідроксидом, але утворена сполука — кальцій сахарат — перебуває у розчиненому стані навіть у холодній воді. Цей розчин відокремлюють від осаду та піддають обробці вуглекислим газом. Внаслідок взаємодії кальцій сахарату з вуглекислим газом утворюється нерозчинний кальцій карбонат та сахароза. Осад кальцій карбонату відокремлюють фільтрацією. Фільтрат, до складу якого входить цукор, після додаткового очищення (зокрема, вибілювання сульфур(IV) оксидом) випарюють у вакуумі до кашоподібної маси, з якої у центрифугі добувають кристали сахарози.

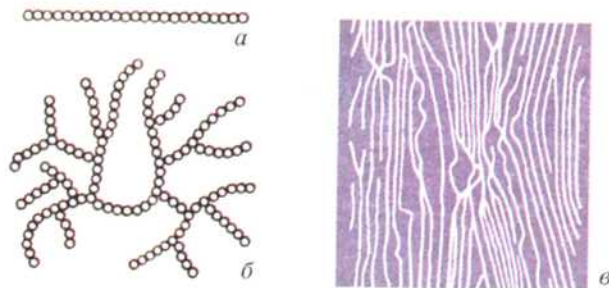
Добута сахароза має жовтуватий колір. Це цукор-сирець. Його продовжують рафінувати (очищати) і добувають готову до вживання продукцію.



Мал. 57. Схема виробництва цукру

Інколи цукор називають «солодкою смертю». Це, звичайно, перебільшення, однак надмірне вживання цукру чи інших солодоців небезпечно для організму збільшенням вмісту глюкози у крові (сахароза у процесі обміну речовин розщеплюється з утворенням двох моносахаридів, один з яких — глюкоза). Доки підшлункова залоза виробляє достатню кількість ферменту *інсуліну*, організм справляється з «утилізацією» надлишку глюкози. Однак, якщо цукру споживати забагато, а інсуліну в організмі вироблятиметься недостатньо, то є ризик захворювання на *цукровий діабет*.

Полісахариди. Із полісахаридів найпоширенішими є **крохмаль** і **целюлоза**. Це природні полімери, склад яких передається однією загальною формулою $(C_6H_{10}O_5)_n$. На крохмаль багаті бульби картоплі, зерна злакових рослин. Із целюлози утворені оболонки клітин, вона є своєрідним скелетом рослин, надає їх 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, а потім за спеціальною



Мал. 58. Схема будови крохмалю та целюлози: *а, б* — лінійна та розгалужена молекули крохмалю; *в* — лінійні молекули целюлози

технологією обробляли їх та виготовляли пряжу, а вже з неї шили полотняний одяг, вітрила кораблів тощо.

Невдовзі після завезення з американського континенту картоплі (XIX століття) українці навчилися виділяти з неї крохмаль та вживати його в їжу у вигляді молочних чи фруктових киселів, застосовувати для підкрохмалювання тканин (підкрохмалена тканина не лише цупкіша, а й краще захищена від глибокого проникнення в неї бруду, її легше прати).

Порівняння порошку крохмалю і вати, яка майже на 98 % складається з целюлози, переконливо доводить, що це різні речовини, хоча вони мають однакову загальну формулу. Чим зумовлена їх відмінність? По-перше, ступенем полімеризації — у целюлози він значно вищий. Тому відносна молекулярна маса целюлози значно більша. По-друге, просторовою будовою структурної ланки. По-третє, будовою полімерного ланцюга — у целюлози він лише лінійний, тоді як у крохмалю є дві форми ланцюга — пряма (10—20 % макромолекул) та розгалужена (80—90 % макромолекул). Схематично це зображено на малюнку 58.

Така будова крохмалю не дає змоги виготовляти з нього нитки, тоді як целюлоза піддається скручуванню та згинанню. Тобто з неї легко виготовити пряжу, а з пряжі — тканини.

Біологічна роль вуглеводів. Вуглеводи — обов'язкова складова їжі людини. Добова потреба організму дорослої людини у вуглеводах становить близько 400—500 г. На три чверті вона задовольняється за рахунок споживання полісахариду крохмалю, решта — за рахунок різних моно- і дисахаридів. 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 найбільша.

Для живих організмів глюкоза — основне джерело енергії. У складі крові та лімфатичної рідини завжди є близько 0,1 %



Мал. 59. Схема, що ілюструє явище фотосинтезу

глюкози. Дисахариди та полісахариди в органах травлення людини перетворюються на глюкозу, яка потоком крові транспортується до кожної клітини тіла, де виконує функцію джерела енергії. Енергія виділяється в результаті окиснення глюкози, продуктами якого є CO_2 і H_2O . При цьому виділяється енергія (в середньому 17,5 кДж на 1 г глюкози).

Звідки у рослин вуглеводи. Наявності великої кількості глюкози, сахарози, крохмалю та целюлози на Землі ми завдячуємо зеленим рослинам. Саме у рослинних організмах з легкодоступних та достатніх у навколишньому середовищі вуглекислого газу і води за участі хлорофілу на світлі утворюється глюкоза та виділяється життєво необхідний кисень. Подальші перетворення глюкози завершуються утворенням ди- і полісахаридів (мал. 59).



СТОРІНКА ПРИРОДОДОСЛІДНИКА

Виробництво крохмалю схоже на виробництво цукру. Відмінність полягає лише у тому, що воду використовують не підігріту, а кімнатної температури, а подрібнену картоплю не обробляють вапняним молоком і вуглекислим газом.

Завдання. Самостійно розробіть план добування крохмалю з бульб картоплі у домашніх умовах та реалізуйте його практично.

Обладнання та речовини: 2—3 великі картоплини, тертушка, марля, 2—3 миски, вода.

- Вуглеводи — найпоширеніший у природі клас оксигеновмісних органічних сполук, представниками якого є глюкоза, сахароза, крохмаль, целюлоза.
- Вуглеводи класифікують на моносахариди, дисахариди і полісахариди.
- Промислове добування сахарози полягає у виділенні її з природної сировини за допомогою води з подальшим очищенням та кристалізацією.
- Вуглеводи — основне джерело енергії для людини.



СТОРІНКА ЕРУДИТА

У тексті параграфа йшлося про вуглеводи, що синтезуються рослинними організмами. А чи утворюються вуглеводи в організмах інших представників живої природи? Відповідь на це запитання ствердна. Так, вивчаючи у 8 класі на уроках біології розділ «Тварини», ви дізналися, що структурним матеріалом зовнішнього скелета членистоногих, зокрема представників комах і ракоподібних (жука-оленья, рака, краба), є **хітин**. Ця речовина подібна до целюлози, однак відрізняється від неї тим, що, крім атомів Карбону, Гідрогену та Оксигену, структурна ланка цього природного полімеру містить ще й Нітроген. Гарні різнобарвні та ажурні крила комах також побудовані з хітину. З нього ж складаються оболонки клітин грибів.

В організмі людини глюкоза відкладається «про запас» у вигляді **глікогену**. Цей полісахарид має з крохмалем та целюлозою однаково загальну формулу, проте у нього своя, відмінна від крохмалю, розгалужена будова. Глікоген називають енергетичним резервом тому, що у разі потреби організму, ця сполука під дією ферментів розщеплюється до глюкози.

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Обчисліть масову частку Карбону та відношення мас елементів у сахарозі.
2. Хворим вводять внутрішньовенно глюкозу у вигляді водного розчину з масовою часткою розчиненої речовини 5 %, 10 %, а в окремих випадках і 40 %. Яку масу глюкози отримує організм хворого за 10 днів лікування, якщо щодоби крапельницею в організм вводять 200 г розчину з масовою часткою глюкози 10 %?
3. Складіть перелік фізичних та хімічних явищ, що мають місце у виробництві цукру.
4. Чи поділяєте ви думку, що людина живе завдяки енергії Сонця? Відповідь обґрунтуйте.
5. Обчисліть масу цукру, який можна виробити з цукрових буряків, вирощених на ділянці площею 1 га, за умови, що врожайність

цукрового буряку становить 400 ц/га, а вміст сахарози у коренеплодах дорівнює 20 %.

6*. *Завдання для виконання у малих навчальних групах.* Скориставшись різними інформаційними джерелами, у складі малих груп розробіть проект на тему «Перетворення вуглеводів у ланцюгах живлення» та проілюструйте свої напрацювання.

§ 32 Хімічні властивості та застосування вуглеводів

Щоб схарактеризувати хімічні властивості глюкози, молекула якої містить 6 атомів Оксигену, чи сахарози, у молекулі якої вдвічі більше атомів цього хімічного елемента, треба знати, до складу яких функціональних груп вони входять, які хімічні зв'язки між атомами Карбону в молекулах цих речовин існують.

Ви вже знаєте функціональну групу спиртів — гідроксильну групу —ОН та функціональну групу карбонових кислот —



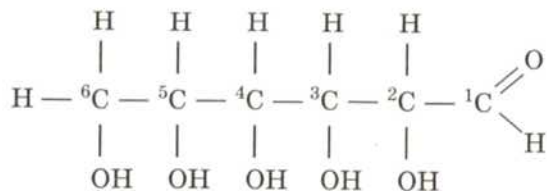
Функціональні групи глюкози. Виходячи з кількісного складу молекул вуглеводів $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ і $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, можна припустити, що в них наявні ці групи. Скориставшись експериментальним методом, з'ясуємо достовірність такого припущення.

Насамперед перевіримо наявність подвійного чи потрійного зв'язку між атомами Карбону в молекулі глюкози. При доливанні бромної води чи розчину калій перманганату знебарвлення розчинів глюкози не відбувається. Отже, робимо висновок, що всі зв'язки між атомами Карбону в молекулах глюкози одинарні.

Як вам відомо, розчинні у воді карбонові кислоти дисоціюють з утворенням катіонів H^+ , тому їх розчини мають кисле середовище. Випробуємо розчин глюкози індикатором кислого середовища та переконаємося, що зміни кольору не відбувається, а це означає, що катіонів Гідрогену в розчині немає і доводить відсутність у глюкози функціональної групи карбонових кислот — карбоксіильної групи.

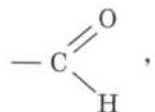
А чи належить глюкоза до багатоатомних спиртів? Щоб дістати відповідь на це запитання, виконайте *завдання 1 лабораторного досліджу 11*, описаного у рубриці «Сторінка природодослідника».

Під час виконання цього завдання ви здобули ствердну відповідь — глюкоза є *багатоатомним спиртом*:



Із структурної формули глюкози видно, що 5 атомів Оксигену входять до складу гідроксильних груп. Шостий атом Оксигену сполучається подвійним зв'язком з атомом Карбону, розміщеним на початку карбонового ланцюга.

У структурній формулі глюкози з'явилася нова для вас група атомів:



яку називають **альдегідною групою**. Порівняйте її склад з карбоксильною групою і ви побачите, що вона містить на 1 атом Оксигену менше, тому можливе її подальше перетворення у карбоксильну групу.

Зауважимо, що розглянута структурна формула глюкози дістала назву *відкритої форми*, тоді як існують дві циклічні форми глюкози (вони домінують у природі). Їх вивчення передбачено у старшій школі, але за власним бажанням ви можете дізнатися про них, скориставшись рекомендованою літературою (с. 218).

Хімічні властивості глюкози. Одну з властивостей глюкози — її взаємодію як багатоатомного спирту з купрум(II) гідроксидом ви вже розглянули, виконавши завдання 1 лабораторного дослідження 11.

Якісною реакцією на глюкозу як багатоатомний спирт є її взаємодія з купрум(II) гідроксидом. Видимі ознаки цієї взаємодії — зникнення блакитного осаду і поява розчину інтенсивно синього кольору.

Іншою характерною хімічною властивістю глюкози є **окиснення**. У цій реакції бере участь альдегідна група, яка внаслідок реакції перетворюється на карбоксильну групу. Окиснення глюкози купрум(II) гідроксидом при нагріванні супроводжується утворенням осаду цегляно-червоного кольору купрум(I) оксиду Cu_2O . Цю реакцію також використовують для розпізнавання глюкози.

Скористайтеся вмістом пробірки після виконання завдання 1 лабораторного дослідження 11 та проведіть окиснення глюкози за завданням 2.

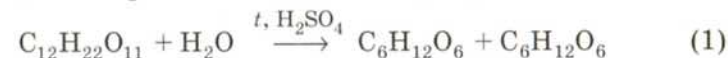
Крім розглянутих хімічних властивостей, глюкоза має й інші властивості. Внаслідок обміну речовин у клітинах організмів відбувається повне окиснення глюкози з утворенням води, вуглекислого газу та вивільненням енергії:



Хімічні властивості інших вуглеводів. Сахароза $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ взаємодіє з купрум(II) гідроксидом подібно до багатоатомних спиртів. При подальшому нагріванні утвореного синього розчину оранжево-жовте забарвлення не з'являється. Це свідчить про відсутність альдегідної групи у складі молекули сахарози і доводить, що сахароза — лише багатоатомний спирт.

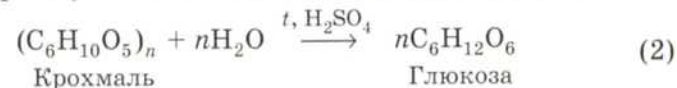
Загальною властивістю ди- та полісахаридів є **гідроліз**.

Молекула сахарози піддається гідролізу з утворенням двох моносахаридів — *глюкози* та її ізомеру *фруктози*. Реакція відбувається під час нагрівання за наявності сульфатної кислоти:

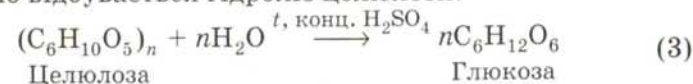


Крохмаль у гарячій воді перетворюється на **крохмальний клейстер** — в'язку однорідну масу, що, як і чистий крохмаль, утворює з йодом органічну сполуку складної будови темно-синього кольору. Під час нагрівання вона руйнується і синє забарвлення зникає, а під час охолодження утворюється знову. Перевірте це, виконавши лабораторні досліди 12 і 13.

В організмі людини чи тварин за наявності *ферментів* (таку назву мають каталізатори, які є в живих організмах), а в лабораторії під час нагрівання крохмального клейстеру за наявності сульфатної кислоти крохмаль гідролізується *ступінчасто*. Спочатку утворюються полімерні молекули з меншою довжиною карбонового ланцюга, а потім *глюкоза* — кінцевий продукт гідролізу. Схематично це можна записати так:



Так само відбувається гідроліз целюлози:



Але оскільки целюлоза не розчиняється у воді і не утворює, як крохмаль, клейстеру, то її спочатку розчиняють у концентрованій сульфатній кислоті, а потім добуту масу розбавляють водою і тривалий час кип'ятять.

Дисахариди та полісахариди під час нагрівання з водою за наявності сульфатної кислоти гідролізуються з утворенням моносахаридів.

Подібно до всіх спиртів вуглеводи за місцем гідроксильних груп здатні реагувати з кислотами та утворювати естери. Це використовують практично.

Застосування вуглеводів. Такі моносахариди, як глюкоза та її ізомер фруктоза, дисахарид сахароза та полісахарид крохмаль у складі рослинної їжі є цінними компонентами харчування людини і травоядних та всеїдних тварин. Борошно, хліб, картопля, крупи належать до основних джерел вуглеводів у нашому харчуванні.

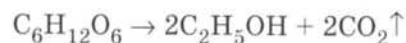
Целюлоза в організмі людини не розщеплюється, а у шлунку жуйних тварин, зайців, кролів відбувається її гідроліз.

Окрім цього, вуглеводи застосовують у медицині, про що вже йшлося раніше. Слід додати, що крохмаль є основним наповнювачем пігулок. Прочитайте анотацію до будь-яких ліків у вигляді пігулок і побачите, що вміст лікувальної речовини зазначається у міліграмах, тоді як сама пігулка може важити кілька грамів.

Крохмаль застосовують також у паперовій, текстильній, поліграфічній, косметичній та харчовій промисловості.

Деревина, що на 50 і більше відсотків складається з целюлози, є джерелом тепла і матеріалом для виготовлення різноманітних виробів.

Гідроліз деревини здійснюють у промислових масштабах з метою добування глюкози, з якої потім виробляють технічний етанол:



Глюкозу, добуту за цією схемою із харчових продуктів, використовують у виробництві етанолу для фармацевтичної та харчової промисловості. Здатність целюлози як багатоатомного спирту утворювати з кислотами естери застосовують у виробництві вибухівки, целулоїду, целофану, таких тканин, як ацетатний шовк, віскоза, штапель. Та найбільше целюлози використовує паперова промисловість (мал. 60). Наприклад, сторінки цього підручника виготовлено з офсетного паперу, обкладинку — із картону, вироблених на целюлозно-паперовому комбінаті.



СТОРІНКА ПРИРОДОДОСЛІДНИКА

Лабораторний дослід 11. 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, пробірка з добутою у попередньому досліді сумішшю речовин, нагрівальний прилад, тримач для пробірки, вода.



Мал. 60. Застосування целюлози

Завдання 1. Дослідним шляхом встановіть, чи належить глюкоза до багатоатомних спиртів.

Налийте у пробірку розчину глюкози та долийте туди розчину лугу. До добутої суміші додайте 5—6 крапель купрум(II) сульфату і вміст пробірки струсніть. Спочатку утвориться блакитний осад, який відразу ж розчиниться, а розчин у пробірці стане прозорим та набуде синього кольору.

▲ Дайте пояснення явищам, що спостерігалися під час виконання цього завдання.

Завдання 2. Проведіть окиснення глюкози купрум(II) гідроксидом.

До добутого у попередньому досліді розчину додайте близько 1 мл води, після чого вміст пробірки нагрійте над полум'ям, тримаючи пробірку похило та нагріваючи обережно лише верхню частину розчину. Спостерігайте, як нагріта частина синього розчину забарвлюється в жовто-оранжевий колір, а при подальшому нагріванні утворюється цегляно-червоний осад купрум(I) оксиду. Це є відмінною властивістю глюкози від гліцерину, що дає змогу розпізнавати дані речовини.



Лабораторний дослід 12. Відношення крохмалю до води.

Обладнання та речовини: половина чайної ложки крохмалю, скибка білого хліба, сира картоплина, близько 10 мл води кімнатної температури, хімічний стакан, скляна паличка.

Завдання 1. Дослідіть розчинність крохмалю у воді кімнатної температури.

Крохмаль помістіть на дно хімічного стакана, вилийте в нього воду та перемішайте речовини скляною паличкою. Після перемішування залиште суміш речовин на кілька хвилин. Що спостерігаєте? Про що це свідчить?

Завдання 2. Виготовте крохмальний клейстер.

Доведіть 50 мл води до кипіння та обережно вилийте її в суміш речовин, що залишилася від першого досліду, весь час помішуючи речовини в хімічному стакані. Що спостерігаєте?

Вміст стакана збережіть для проведення лабораторного досліду 13.

Лабораторний дослід 13. Взаємодія крохмалю з йодом.

Завдання 1. Проведіть взаємодію крохмального клейстеру з йодом. До виготовленого у 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 йодної настоянки. Що ви спостерігаєте?

Завдання 3. Розробіть план виявлення у білому хлібі та сирій картоплі крохмалю. За цим планом проведіть дослідження.

ЛІДІБ'ЄМО ПІДСУМКИ

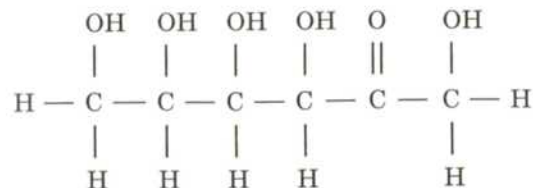
- Завдяки наявності у молекулі глюкози гідроксильних груп вона, як і багатоатомні спирти, взаємодіє з купрум(II) гідроксидом.
- На відміну від багатоатомних спиртів глюкоза окиснюється купрум(II) гідроксидом. Цим користуються для якісного розпізнавання розчинів глюкози та багатоатомних спиртів.
- Реакція гідролізу є характерною для ди- та полісахаридів.



СТОРІНКА ЕРУДИТА

Крім глюкози є й інші моносахариди, наприклад фруктоза. Назва пов'язана з тим, що цієї речовини багато у стиглих фруктах. Ще більше її у меду, який наполовину складається з фруктози, що робить його набагато солодшим за глюкозу чи сахарозу. Як ви дізналися, молекулярні формули у глюкози та фруктози однакові, тобто $C_6H_{12}O_6$. Спільним для будови молекул цих ізомерів є те, що карбоновий ланцюг містить лише одинарні зв'язки і що обидві речовини належать до п'ятиатомних спиртів. Відмінність полягає у розташуванні шостого атома Оксигену. У глюкози він входить до складу одновалентної альдегідної групи, яка завжди розміщена в кінці карбонового ланцюга, у фруктози — до

двовалентної кетонної групи $\begin{matrix} O \\ || \\ -C- \end{matrix}$, завдяки чому група завжди розміщена всередині карбонового ланцюга:



Це структурна формула відкритої форми фруктози. Молекулам фруктози властива і циклічна форма.

Для фруктози як багатоатомного спирту характерною є реакція з купрум(II) гідроксидом. Проте фруктоза не вступає у реакцію окиснення з купрум(II) гідроксидом під час нагрівання, що свідчить про відсутність у її молекулі альдегідної групи.

Відтепер ви знаєте не лише молекулярні, а й структурні формули речовин, що утворюються внаслідок реакції гідролізу сахарози.

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

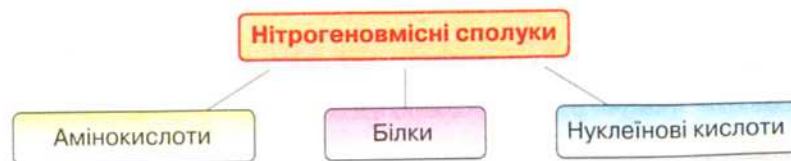
1. Назвіть відомі вам хімічні властивості глюкози, сахарози, крохмалю та целюлози.
2. За допомогою яких якісних реакцій можна розпізнати глюкозу?
3. Як людина використовує вуглеводи? Які їх властивості при цьому враховують?
4. Складіть план виготовлення розчину глюкози масою 400 г з масовою часткою розчиненої речовини 10 %, якщо є 200 г розчину з масовою часткою цієї речовини 20 %.
- 5.* **Завдання для виконання у малих навчальних групах.** Використавши різні інформаційні джерела, дізнайтесь, яка вартість виробництва 1 т глюкози з деревини. Застосувавши набуті знання з хімії, біології, географії, фізики, оцініть значення деревини у природі та господарській діяльності людини.

§ 33 Амінокислоти та білки

На початку теми ви дізналися, що Нітроген належить до елементів-органогенів. Органічні речовини, молекули яких містять атоми Нітрогену, називають **нітрогеновмісними сполуками**. Як видно зі схеми 9, це **амінокислоти, білки, нуклеїнові кислоти**.

Схема 9

Класифікація нітрогеновмісних сполук



Амінооцтова кислота як представник амінокислот. З молекулярної формули цієї речовини $C_2H_5O_2N$ можна довідатися

Так, білки шерсті, нігтів, рогів, пір'я, шовку — нерозчинні у воді волокна. Білки крові, лімфи та інші — колоїдні розчини.

Мономерами білків є 20 α -амінокислот, що в неоднаковій кількості та різній послідовності сполучаються між собою пептидними групами, чим зумовлюють існування великої кількості різних білкових макромолекул. Розміри молекул бувають настільки великими, що їх можна побачити в електронний мікроскоп.

Білки — це природні полімери, мономерами яких є α -амінокислоти. Структурні ланки у білковій молекулі з'єднані пептидними групами у поліпептидний ланцюг.

Є й інша причина різноманітності білків — чотирирівнева організація структури білкових молекул (мал. 61).

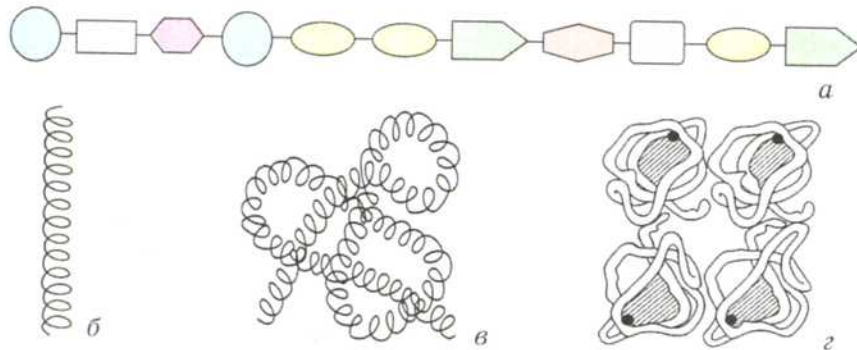
Первинна структура білкових молекул — це послідовність чергування залишків амінокислот у макромолекулі білків (мал. 61, а).

Вторинна структура білкових молекул — це форма поліпептидного ланцюга, що може бути ниткоподібною, спіралеподібною (мал. 61, б) та іншої форми. Спіралеподібна форма підтримується завдяки утворенню водневих зв'язків між пептидними групами, розміщеними на різних витках спіралі.

Третинна структура білкових молекул — це їх розміщення у просторі, що набуває певної конфігурації (мал. 61, в) завдяки взаємодії різних функціональних груп, які не брали участі в утворенні первинної структури, та підтримці вторинної структури.

Четвертинна структура білкових молекул — своєрідне поєднання у просторі кількох макромолекул, що дістало назву *глобула* (мал. 61, г).

Якщо такі природні полімери, як крохмаль та целюлоза, мають приблизну відносну молекулярну масу, тому що ступінь



Мал. 61. Структури білкових молекул:
а — первинна; б — вторинна; в — третинна; г — четвертинна

полімеризації їх 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 макромолекули здатні до подальшого сполучення з утворенням вторинної, третинної та четвертинної структур гемоглобіну.

З'ясування будови білків — визначне досягнення хімічної науки. Серед перших учених, хто висловлював думку про утворення білкових макромолекул із α -амінокислот, був наш співвітчизник — академік Іван Якович Горбачевський (1854—1942).

Німецький вчений Еміль Герман Фішер у 1902 р. отримав Нобелівську премію за дослідження здатності амінокислот сполучатися між собою та проведення синтезу пептиду із 18 α -амінокислот (сполуки з вмістом від 10 до 100 α -амінокислотних залишків умовно назвали *пептидами*, а понад 100 — *білками*).

Хімічні властивості білків. Найважливішою хімічною властивістю білків є **гідроліз**. У клітинах організмів він відбувається за участю ферментів, більшість з яких білкового походження. У лабораторних умовах — під час нагрівання білків із сильними кислотами або лугами. Пептидні зв'язки руйнуються й утворюються вільні амінокислоти:



Гідроліз білка призводить до повної втрати всіх його структур.

Другою властивістю білків є **денатурація** (зсідання, втрата природних властивостей). Пригадайте приготування яєчні, смаження м'яса чи риби. Це приклади денатурації. Під час денатурації первинна структура білкових макромолекул зберігається, але зміни, що відбулися з іншими структурами, — незворотні.

Проведемо дослід з денатурації білка. Для цього візьмемо білок курячого яйця та виготовимо його колоїдний водний розчин. Наповнимо пробірку цим розчином на третину та нагріємо його. Досить швидко у пробірці відбудуться зміни. Білок зсядеться (денатурує), і прозорий колоїдний водний розчин набуде білуватого забарвлення.

Більшість білків не витримує високого нагрівання. Ось чому під час різних захворювань людини температура тіла, що перевищує 40 градусів, небезпечна для життя.

Крім температури денатурацію спричинюють луги, сильні кислоти.

Для якісного визначення білків користуються **кольоровими реакціями**.

Фіолетове забарвлення колоїдного розчину білка в результаті дії свіжовиготовленого купрум(II) гідроксиду та жовте забарвлення внаслідок дії на білок концентрованої нітратної кислоти — кольорові реакції білків.

Проведіть досліди, описані у рубриці «Сторінка природодослідника», та опануйте вміннями проводити розглянуті кольорові реакції білків.



СТОРІНКА ПРИРОДОДОСЛІДНИКА

Лабораторний дослід 14. Кольорові реакції білків.

Обладнання та речовини: водний розчин білка курячого яйця, клаптики вовняної чи шовкової тканин, пір'їна, розчин лугу, розчин купрум(II) сульфату, концентрована нітратна кислота, м'ясний бульйон, пробірки, тримач для пробірок, спиртівка чи сухе пальне, сірники.

Завдання 1. Проведіть якісне визначення білкових молекул у розчині білка курячого яйця за допомогою розчину купрум(II) сульфату та лугу.

Налийте у пробірку 1 мл розчину білка курячого яйця, додайте стільки ж розчину лугу і кілька крапель розчину купрум(II) сульфату. Спостерігайте за появою фіолетового забарвлення розчину.

Завдання 2. Проведіть якісне визначення білкових молекул у розчині за допомогою концентрованої нітратної кислоти.

Налийте у пробірку 1 мл розчину білка курячого яйця, додайте кілька крапель концентрованої нітратної кислоти. Злегка нагрійте білий осад, що відразу з'являється у пробірці, доки колір осаду не стане жовтим.

Завдання 3. Перевірте наявність білків у м'ясному бульйоні за допомогою однієї з кольорових реакцій на білок за розробленим особисто планом дослідження.

Завдання 4. Визначте серед виданих вам клаптиків тканин ті, що мають білкове походження.

Виконуючи завдання, пам'ятайте, що під час спалювання матеріалів білкового походження відчувається запах паленого пір'я.

Передусім спаліть пір'їну в полум'ї сірника та відчуйте характерний запах, після чого проведіть спалювання клаптиків тканин чи ниток волокон різного походження та знайдіть серед них ті, що мають білковий склад.

Спалювання здійснюйте на підставці з вогнетривкого матеріалу або тримаючи пір'їну чи клаптик тканини у тримачі для пробірок чи металевих щипцях.

Сформулюйте **загальний висновок** про те, як можна довести наявність білкових молекул у розчині чи у складі якогось матеріалу.

ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- **Амінооцтова кислота** — це нітрогеновмісна органічна сполука, в молекулі якої є дві функціональні групи: карбоксильна — COOH та аміногрупа — NH_2 .

- Завдяки наявності в молекулі амінооцтової кислоти двох функціональних груп, що виявляють різний хімічний характер (карбоксильна — кислотний, аміногрупа — основний), ця речовина є амфотерною органічною сполукою.
- Існує понад 100 амінокислот, серед яких найбільше значення для живої природи мають 20. Обидві функціональні групи розміщені біля першого після карбоксильної групи атома Карбону. Це так звані α -амінокислоти.
- **Білки** — природні полімери, мономерами яких є 20 α -амінокислот. У білкових молекулах структурні ланки сполучені пептидними групами.
- Білкам властивий **гідроліз** (взаємодія з водою). Він відбувається під час нагрівання за наявності кислоти чи лугу й завершується утворенням суміші α -амінокислот.

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. У чому полягає особливість складу молекули амінооцтової та інших амінокислот? Чому їх ще називають амфотерними органічними сполуками?

2. Обґрунтуйте, яку роль в утворенні білкових молекул відіграють амфотерні властивості амінокислот. Схарактеризуйте структури білкових молекул.

3. Які природні полімери мають сталу відносну молекулярну масу, а які — приблизну? Чим це зумовлено?

4. Як дослідним шляхом можна визначити білки?

§ 34 Розв'язування експериментальних задач із використанням знань про найважливіші органічні сполуки. Практична робота 5

Вивчаючи тему 3, ви переконалися у різноманітності органічних речовин, зробили висновок, що, порівняно з неорганічними, вони представлені більшою кількістю класів сполук.

Представники кожного класу органічних сполук різняться будовою та властивостями. Деякі їх хімічні реакції супроводжуються фізичними явищами, які легко виявити органами чуттів. Це зокрема зміна кольору, утворення чи зникнення осаду, виділення газу. Є відмінності й у фізичних властивостях органічних сполук.

Уміння проводити характерні реакції, а також знання індивідуальних властивостей речовин використовуються у розв'язуванні *експериментальних задач*, тобто задач, які ґрунтуються не на математичних обчисленнях, а на проведенні хімічних дослідів та аналізі їх результатів.

Повторіть вивчені в темі 3 способи експериментального визначення органічних речовин із подвійним зв'язком атомів Карбону в молекулах, гліцерину, глюкози, сахарози, крохмалю, білків, а також склад їх молекул і впевнено приступайте до виконання практичної роботи.



СТОРІНКА ПРИРОДОДОСЛІДНИКА

Практична робота 5. Розв'язування експериментальних задач.

Завдання 1. Дослідним шляхом встановіть: а) в якій із двох пробірок міститься розчин багатоатомного спирту; б) в якій із двох пробірок міститься колоїдний розчин білка курячого яйця; в) який клаптик тканини має білкове походження.

Завдання 2. Дослідним шляхом з'ясуйте: а) чи входять атоми Карбону до складу молекул целюлози; б) насиченою чи ненасиченою органічною сполукою є поліетилен; в) чи входять до складу соняшникової олії ненасичені сполуки.

Завдання 3. Як дослідним шляхом розпізнати: а) крохмаль і цукор, якщо вони перебувають у твердому стані; б) крохмаль у вигляді колоїдного розчину і цукор у вигляді водного розчину?

Завдання 4. За допомогою характерних реакцій розпізнайте: а) оцтову й хлоридну кислоти; б) цукор і глюкозу; в) гліцерин і глюкозу.

Завдання 5. Встановіть, у яких із трьох пробірок без етикеток містяться у вигляді розчинів: а) оцтова кислота, натрій гідроксид, сахароза; б) крохмаль, гліцерин, глюкоза; в) білок, глюкоза, сахароза.

Завдання 6. Дослідним шляхом з'ясуйте, що: а) стиглі фрукти (яблуко, виноград тощо) містять глюкозу; б) картопля та білий хліб містять крохмаль.

Хід розв'язання експериментальних задач та здобуті результати запишіть у зошиті для практичних робіт.

Сформулюйте **висновок**, де зазначте:

- як використання експериментального методу допомагає у виявленні речовин та доведенні їх властивостей;
- які характерні властивості вивчених речовин були вами використані у процесі розв'язування експериментальних задач;
- у достовірності яких теоретичних знань ви пересвідчилися;
- знання характерних реакцій яких класів органічних сполук дало вам змогу виконати практичну роботу.

§ 35 Біологічна роль амінокислот і білків. Поняття про нуклеїнові кислоти, їх біологічну роль

У загальному розумінні біологічна роль амінокислот полягає в тому, що це — «будівельний матеріал» для найскладніших у природі речовин — білків. І справді, 20 α -амінокислот утворюють сотні тисяч різних молекул білків, до того ж кож-

ний організм на нашій планеті має особистий неповторний їх набір.

Хоча в організмі людини на білки припадає лише 1/4 маси тіла, а добова потреба у дорослої людини в цих сполуках становить близько 70—80 г, значення білків надзвичайно важливе.

Складність і різноманітність білкових макромолекул забезпечили цій групі речовин порівняно з іншими органічними сполуками найбільше число функцій.

Структурна (будівельна) функція білків. Білки є основним будівельним матеріалом організмів людини і тварин. Білки тіла людини складаються з амінокислот, що надходять в її організм з їжею. Білкова їжа в органах травлення піддається гідролізу, потім утворені амінокислоти всмоктуються через стінки тонкого кишечника в кров та розносяться по всьому тілу. У клітинах тканин, що мають різне призначення, з амінокислот, які надійшли, синтезуються властиві їм білки.

Структурні білки є основним матеріалом цитоплазми та оболонки кожної клітини, входять до складу сполучної та кісткової тканин, рогових покривів, нігтів, волосся тощо.

Структура і властивості шкіри, пір'я, рогових покривів, нігтів, волосся, м'язів зумовлені наявніми у них білками.

Мономери білкових макромолекул — α -амінокислоти — поділяють на *замінні* та *незамінні*. Замінні α -амінокислоти організми людини і тварин здатні синтезувати самі, тоді як 8 незамінних α -амінокислот надходять в організм лише завдяки споживанню білкової їжі. Відсутність незамінних амінокислот призводить до того, що організм припиняє ріст, втрачає у вазі та може загинути. Про це слід пам'ятати та виважено ставитися до різних дієт, дотримуючись збалансованого різноманітного харчування і задовольняючи потребу організму в постійному відновленні запасів білків.

Ознайомтеся з таблицею 3 «Вміст білків у продуктах харчування» та зробіть висновок про те, як вам слід харчуватися, щоб задовольняти потребу власного організму в різноманітних амінокислотах і білках.

Каталітична функція білків. Уражаючим є той факт, що за нормальної температури та атмосферного тиску в організмі одночасно відбуваються тисячі реакцій. Як це природі вдається?

Справа в тому, що в кожному організмі є білкові молекули, які прискорюють хімічні реакції в клітині. Це біокаталізатори, або **ферменти**. В організмі людини виробляється та діє близько 2 тис. видів ферментів. Завдяки їм відбувається більшість хімічних реакцій, якими супроводжується обмін речовин та енергії.

Таблиця 3

Вміст білків у продуктах харчування у г на 100 г продукту

Продукти	Вміст білків	Продукти	Вміст білків
М'ясо	14—20	Хліб	5—10
Риба	12—16	Картопля	1,7—2
Яйця	12	Квасоля	19—20
Сир твердий	30	Соя	34
Молоко	2,8—5	Горох	19—23

Транспортна функція білків. Прикладом білка, що виконує цю функцію у більшості хребетних тварин і в організмі людини, є білок крові **гемоглобін**. Цей білок транспортує кисень і вуглекислий газ.

Захисна функція білків. В організмі людини синтезуються та діють захисні білки, які ще називають **антитілами**. Завдяки їм організм захищає себе від впливу шкідливих бактерій і вірусів, виробляє *імунітет* — несприйнятливість до збудників хвороб та деяких отрут.

Запасна функція білків. Для багатьох рослин і тварин ця функція білків особливо важлива на початку розвитку нового організму. Наприклад, насіння бобових, яйця птахів, ікринки риб і земноводних наділені значним запасом білків, які на початковій стадії розвитку нового організму слугують джерелом енергії та поживних речовин.

Енергетична функція білків. Білки, як жири та вуглеводи, є джерелом енергії для організмів. Так, у результаті розщеплення в клітині 1 г білка вивільнюється близько 17,2 кДж енергії.

Скорочувальна функція білків. Тіло людини і багатоклітинних тварин приводять у рух м'язи завдяки наявним у м'язовій тканині білкам *актину* і *міозину*.

Нуклеїнові кислоти. Ознайомимося з такими природними полімерами, як **нуклеїнові кислоти**, що теж належать до нітрогеновмісних органічних сполук. Як і білки, вони є високомолекулярними сполуками з відносною молекулярною масою від сотень тисяч до кількох мільйонів. Це тверді речовини білого або світло-жовтого кольору, погано розчинні у воді.

Загальні уявлення про структуру нуклеїнових кислот. Людину здавна дивувала схожість рис батьків і дітей, точність, з якою у природі відбувається відтворення організмами собі подібних. Пояснити це змогли у ХХ ст., коли були відкриті нуклеїнові кислоти (НК).

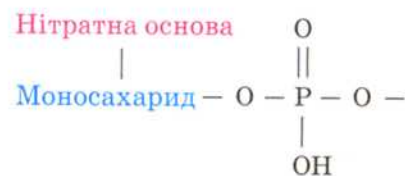
Назва цих полімерів походить від слова *nucleus*, яке у

перекладі з латини означає **ядро**. Справді, нуклеїнові кислоти перебувають у ядрі клітини.

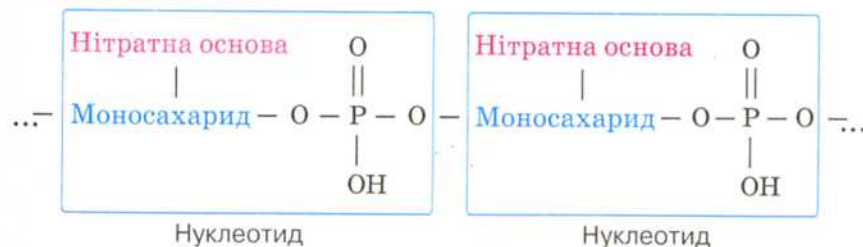
▲ *Пригадайте, що порядковий номер хімічного елемента у періодичній системі дістав назву нуклонного числа, що також пов'язано зі словом «ядро».*

Молекули нуклеїнових кислот мають досить складну будову, її ви вивчатимете у старшій школі. Нині ми обмежимося загальними уявленнями про склад і функції двох нуклеїнових кислот — **рибонуклеїнової** (скорочено позначається РНК, читається **ер-ен-ка**) та **дезоксирибонуклеїнової** (скорочено позначається ДНК, читається **де-ен-ка**).

Макромолекули обох речовин побудовані зі структурних ланок, кожна з яких складається із залишків **нітратної основи**, **моносахариду** й **ортофосфатної кислоти**. Тобто одна структурна ланка нуклеїнової кислоти має складну будову, бо утворена поєднанням залишків цих трьох речовин:



Вона дістала загальну назву **нуклеотид**. Нуклеотиди сполучаються між собою, утворюючи макромолекулу нуклеїнової кислоти за схемою:



Нуклеїнові кислоти — це природні полімери, структурними ланками яких є нуклеотиди. Нуклеотид складається із залишків нітратної основи, моносахариду й ортофосфатної кислоти.

Кожна молекула нуклеїнової кислоти утворена великою кількістю нуклеотидів, сполучених між собою в певній послідовності у полімерний ланцюг. Молекула РНК складається з одного полінуклеотидного ланцюга, тоді як молекула ДНК має вигляд подвійної спіралі (мал. 62). Така будова макромолекул цих полімерів забезпечує виконання ними біологічно

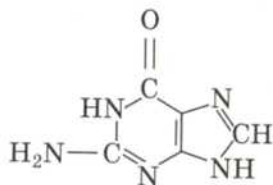


Мал. 62.
Спіраль
ДНК

важливих функцій — збереження, передавання та відтворення спадкової інформації.

Маючи схожість в утворенні молекул, РНК та ДНК відрізняються між собою складом нітратних основ та моносахаридами, наявними в нуклеотидах. Так, моносахаридом рибонуклеїнових кислот (РНК) є *рибоза* $C_5H_{10}O_5$, а моносахаридом дезоксирибонуклеїнових кислот (ДНК) — *дезоксирибоза* $C_5H_{10}O_4$.

Нітратні основи — це органічні сполуки з особливою будовою замкненого ланцюга, утвореного атомами Карбону і Нітрогену. Крім Карбону й Нітрогену нітратні основи містять атоми Гідрогену, а деякі з них і Оксигену. Для ознайомлення (не запам'ятовування) наводимо приклад однієї з нітратних основ — *гуаніну*:



Нуклеотиди ДНК та РНК різняться між собою нітратними основами та моносахаридами.

Відмінностями складу нуклеотидів пояснюється різна роль ДНК та РНК в організмах.

Біологічна роль нуклеїнових кислот. Незважаючи на схожість будови і хімічної природи, ДНК та РНК виконують у живих організмах різні функції. Головна функція ДНК — збереження і передавання генетичної (спадкової) інформації від батьків до нащадків. Її можна порівняти з комп'ютерною програмою, що діє точно, злагоджено та безпомилково і стосується всієї інформації про організм, якому вона належить. Вам, очевидно, доводилося чути, що у випадках необхідності доведення родинних стосунків, встановлення особи в різного роду кримінальних справах або нещасних випадках вдаються до аналізу на ДНК.

Головна функція РНК — забезпечувати процес синтезу білка, властивого конкретному організму. Цей процес відбувається у *рибосомах* згідно з інформацією, що надійшла від ДНК (*пригадайте будову клітини*). Перестановка амінокислот місцями або втрата під час синтезу білка хоча б одного амінокислотного залишку практично не відбуваються. Рідкісні випадки, що трапляються, можуть негативно позначитися на організмі.

Окремі ділянки молекули ДНК, що містять інформацію про послідовність амінокислот у певній білковій молекулі, називають **геном**. Сьогодні можна з впевненістю сказати, що хімія у тісній співдружності з біологією досягла значних успіхів у вивченні біологічних явищ на молекулярному рівні, у розвитку *генної інженерії*. Ці досягнення використовуються у виведенні сортів рослин і порід тварин, виявленні та лікуванні спадкових хвороб тощо.

ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- Білки виконують в організмі різноманітні функції і разом з нуклеїновими кислотами є носіями життя.
- Нуклеїнові кислоти — біополімери, мономерами яких є **нуклеотиди**.
- У нуклеотиді розрізняють три складові частини. Це залишки *нітратної основи, моносахариду та ортофосфатної кислоти*.
- Біологічна роль **ДНК** — збереження і передавання спадкової інформації, біологічна роль **РНК** — забезпечення синтезу білка.



СТОРІНКА ЕРУДИТА

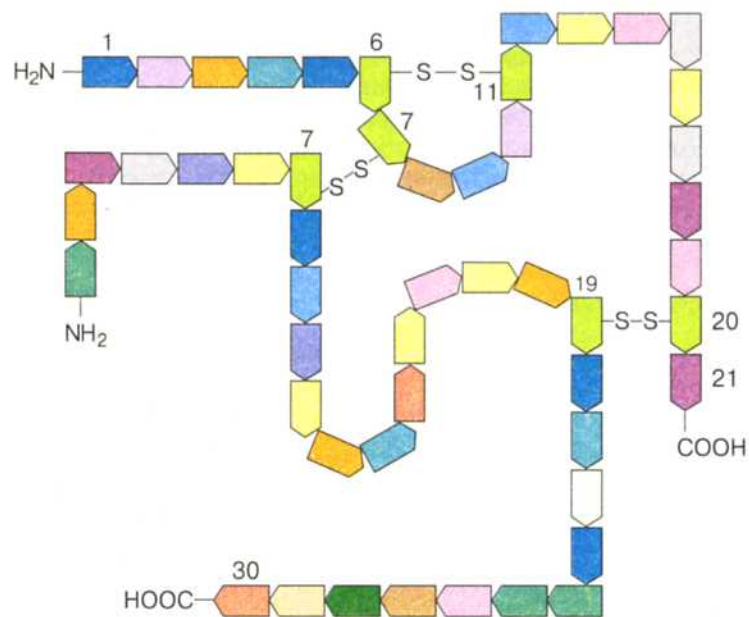
Учені продовжують працювати над вивченням будови молекул різних білків та штучним їх одержанням. Наскільки це копітка справа свідчить хоча б той факт, що англійський вчений Ф. Сенгер 10 років працював над встановленням послідовності амінокислотних залишків та вивченням структури інсуліну — білкової сполуки, через нестачу якої розвивається тяжка недуга — цукровий діабет, оскільки порушується обмін вуглеводів в організмі людини. Учений встановив, що до складу молекули інсуліну входить 51 амінокислотний залишок, що розміщується у двох поліпептидних ланцюгах, з'єднаних між собою дисульфідними містками — S — S — (мал. 63).

У 1958 р. за наукові досягнення у вивченні білків Ф. Сенгер був удостоєний Нобелівської премії.

Для того щоб синтезувати інсулін, знадобилося ще 3 роки, а його добування лабораторним способом ґрунтується на проведенні 223 хімічних реакцій. Нині в Києві працює завод із виробництва штучного інсуліну, і його продукція дає змогу рятувати життя багатьом хворим на цукровий діабет.

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. У чому полягає біологічна роль білків?
2. Які продукти харчування тваринного та рослинного походження є головними і найціннішими джерелами білків для організму людини?



Мал. 63. Схематичне зображення молекули інсуліну



(— умовне позначення структурних ланок)



3. Поясніть, чому дітям рекомендується споживати багато білка.
4. Чому нуклеїнові кислоти належать до біополімерів? З яких мономерів вони утворюються? Що входить до складу структурної ланки нуклеїнових кислот?
5. Схарактеризуйте біологічну роль нуклеїнових кислот.
- 6*. Підготуйте матеріали для проведення конференції на тему: «Білки та нуклеїнові кислоти — носії життя».

ЗАВДАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ ДО КОНТРОЛЮ ЗНАТЬ ІЗ ТЕМИ 3

(для виконання в робочих зошитах)

1. Установіть відповідність між назвами та формулами вуглеводнів.

- | | |
|-----------|---------------|
| 1. Метан. | А. C_2H_2 . |
| 2. Етен. | Б. C_2H_4 . |
| 3. Етан. | В. C_2H_6 . |
| 4. Етин. | Г. CH_4 . |

2. Встановіть відповідність між видом формули речовини та наведеними конкретними прикладами.

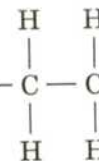
- | | |
|----------------|------------------|
| 1. Молекулярна | А. $CH_3 - CH_3$ |
|----------------|------------------|



- | | |
|---------------|--------------------|
| 2. Електронна | Б. $H : C : C : H$ |
|---------------|--------------------|



- | | |
|---------------|--------------------|
| 3. Структурна | В. $H - C - C - H$ |
|---------------|--------------------|

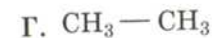
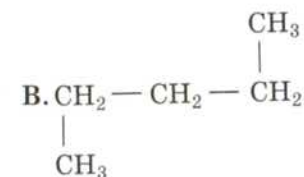
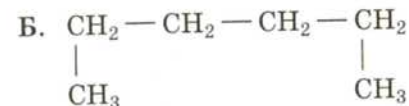
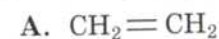


- | | |
|--------------------|-------------|
| 4. Напівструктурна | Г. C_2H_6 |
|--------------------|-------------|

3. Укажіть характеристики гомологів.

- 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. Назвіть речовини, формули яких наведено, укажіть серед них формули гомологів.



5. Укажіть органічну сполуку, яка не знебарвлює бромну воду.

- | | | | |
|----------|----------|----------|----------------------|
| А. Етен. | Б. Етин. | В. Етан. | Г. Олеїнова кислота. |
|----------|----------|----------|----------------------|

Узагальнення знань з хімії

Ця тема є завершальною у навчанні хімії в основній школі. Упродовж трьох років ви ознайомилися з різноманітністю хімічних елементів, вивчали властивості речовин та їх перетворення, розвивали свої експериментальні вміння, формували та вдосконалювали навички постановки та проведення хімічного експерименту, вчилися робити висновки, висловлювати судження, встановлювати причиново-наслідкові зв'язки. Все це збагатило ваші знання з хімії, підготувало до безпечного поводження з багатьма речовинами у повсякденному житті, поглибило ерудицію й, можливо, вплинуло на вибір профілю подальшого навчання в старшій школі тих із вас, хто пов'язує своє майбутнє з хімією.

Тепер слід узагальнити набуті знання. Завдяки узагальненню розкриваються суть і зв'язки явищ природи, місце і роль людини у їх пізнанні, перспективи практичного їх використання; знання з хімії набувають цілісності; процес пізнання переходить на якісно новий рівень, що дає змогу на основі конкретних фактів переходити до загального.

Узагальнення знань на даному етапі вивчення хімії стосується:

- обґрунтування місця хімії серед природничих наук;
- визначення ролі хімічних знань у пізнанні природи;
- з'ясування значення хімічних процесів (горіння, дихання, фотосинтезу тощо) у природі;
- визначення ролі хімії в житті суспільства;
- впливу хімії на довкілля та її ролі в розв'язанні екологічних проблем.

§ 36 Місце хімії серед наук про природу та роль хімічних знань у її пізнанні

Взаємозв'язок наук про природу. Як вам відомо, до наук, що вивчають природу, належать астрономія, біологія, географія, екологія, фізика, хімія. Маючи спільний об'єкт дослідження, ці науки розвиваються в тісному взаємозв'язку, досить часто використовують однакові методи дослідження. Знання однієї науки доповнюють та розширюють знання інших, допомагають з'ясувати причини різноманітних явищ. Наприклад, хіміку зі світовим ім'ям — Дмитру Івановичу Менделєєву — належить обґрунтування у формі закону періодичної залежності між властивостями хімічних елементів та їхніх сполук і місцем розміщення елементів у створеній ним періодичній системі. Проте його відкриттю кілька десятків років бракувало теоретичного пояснення, аж поки фізики не з'ясували складної будови атома, не встановили наявності в ньому ядра та електронної оболонки. Це дало змогу сформулювати сучасне визначення періодичного закону, згідно з яким усі елементи у періодичній системі розміщені за єдиним принципом.

▲ Пригадайте сучасне формулювання періодичного закону.

Відтепер фізики використовують періодичний закон для відкриття нових хімічних елементів, прогнозування властивостей їх сполук.

Іншим прикладом взаємозв'язку хімічних знань про природу може бути відкриття хіміками кисню у складі повітря. Пригадайте, що це зробили майже одночасно Карл-Вільгем Шеєле, Антуан Лоран Лавуазьє, Джозеф Прістлі. Їхнє відкриття дало змогу біологам дослідити процес живлення рослин, а фізикам відкрити газові закони.

Або ще такий приклад. Хімічний елемент Гелій був відкритий раніше на Сонці, ніж на Землі (звідси й походження назви — *сонячний*, бо *Геліос* означає Сонце). Передбачувальний характер періодичного закону був підтверджений і цим відкриттям, оскільки Гелію та всій родині інертних хімічних елементів знайшлося місце у періодичній системі.

Фізики вивчили властивості гелію як простої речовини. Біологи дослідили вплив цієї речовини на живі організми, а лікарі використали з лікувальною метою властивість повітря, у якому значну частину азоту замінено гелієм. Таку суміш дають вдихати хворим при розладах дихання і деяких операціях, тому що вона активніше за повітря постачає кисень і відводить вуглекислий газ, тобто прискорює газообмін.

Освоєння Космосу сягнуло такого рівня, що космічні апарати побували на поверхні природного супутника Землі — Місяця — та сусідніх з ним планетах, завдяки чому земляни отримали зразки порід небесних тіл. Дізнатися про їх склад — це вже робота хіміків. А щоб сконструювати космічні ракети, кораблі, штучні супутники, космічні станції, знадобилися знання і з фізики, і з хімії.

Всього лише кількох прикладів вистачає аби переконатися, що розвиток однієї науки про природу примножують досягнення інших природничих наук.

У науці усталеною є думка, що серед природничих наук фізиці належить першість, хоча б тому, що вона має триваліший період розвитку. Перш ніж стати самостійною наукою, хімія була частиною фізичних знань. Без фізичних знань неможливе вивчення інших природничих наук, зокрема, фізичні величини та одиниці їх вимірювання — те, без чого жодна з природничих наук не обходиться. Та й 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, 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 оцтовою кислотою тощо.

Отже, ґрунтуючись на фізичних законах, хімія успішно здійснює дослідження хімічних явищ, пояснює відмінності в будові речовин, встановлює склад небесних тіл та є наступною після фізики сходинкою у пізнанні природи.

Роль хімічних знань у пізнанні природи. Не менш важливими є хімічні знання для фізики. Наприклад, коли йдеться про поширення звуку в різних середовищах, звертаються до будови речовин, наявних в середовищі. Пригадайте, як на уроках природознавства ви дізналися, що відсутність на Місяці повітряної оболонки є причиною того, що звук не поширюється, а тому астронавти, рухаючись місячною поверхнею, користувалися радіозв'язком. Струм у металах, електричну провідність речовин та їх розчинів, роботу гальванічних 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 перева-

жала думка, висловлена відомим ученим Майклом Фарадеєм (її знають у науці під назвою «помилка Фарадея»), що речовини дисоціюють на йони під впливом електричного струму, тоді як на початку навчального року на уроках фізики ви з'ясували, 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 струму не проводить і лампочка не загоряється, тоді як розчинена у воді сіль проводила струм.

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

Тож у цьому випадку фізиці прислужилися хімічні знання. Із будовою атома та його електронної оболонки пов'язано вивчення хіміками хімічного зв'язку, окисно-відновних реакцій.

У 10 класі на уроках фізики ви вивчатимете тему «Властивості газів, рідин, твердих тіл», де знадобляться знання з хімії про кількість речовини, будову речовин та їх хімічні властивості, про полімери тощо.

Спираючись на розглянуті факти, можемо зробити висновок, що:

між хімією і фізикою існує тісний взаємозв'язок, а володіння хімічними знаннями допомагає здобувати нові фізичні знання і навпаки.

Нині знання з фізики та хімії настільки поєднані, що виникла окрема наукова галузь — *фізична хімія*.

Однак і фізика, і хімія стосуються передусім тіл неживої природи, тоді як біологія вивчає живу природу, закономірності існування якої значно складніші. Щойно ви завершили ознайомлення з найважливішими органічними сполуками, з біологічною роллю жирів, білків, вуглеводів. Цілком очевидно, що вчені в галузі біології не можуть нині здійснювати дослідження, робити нові відкриття, не скориставшись хімічними знаннями про елементи-органогени, жири та естери, вуглеводи, вищі карбонові кислоти, крохмаль, целюлозу, білки, нуклеїнові кислоти тощо. Пояснюється це двома чинниками. П о п е р ш е, організми живляться речовинами, які є своєрідним будівельним матеріалом для створення нових клітин. П о д р у г е, у живій природі безупинно відбувається обмін речовин та енергії. Досягнення хімії у вивченні біокаталізаторів — ферментів — дали змогу пізнати хімізм багатьох хімічних процесів, що відбуваються в живих організмах, а відтак, навчитися впливати на їх перебіг.

Окремі галузі хімії досліджують хімічний склад організмів і середовище їх існування, хімічні реакції, що відбуваються в клітинах, вплив різних чинників (наприклад, температури, радіаційного випромінювання, штучно створених речовин тощо) на організм.

Хімічні та фізичні методи допомагають описувати й досліджувати біологічні об'єкти, як-от: будову та функції біополімерів, молекулярні механізми хімічних процесів у живих організмах та їх регуляцію, вплив космічного простору на організми нашої планети, особливості дії різних речовин на життєдіяльність живих 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 внаслідок поранення чи хірургічної операції, запалення легень, грипу тощо. Це відкриття було зроблено у 1943 р. (тривала Велика Вітчизняна війна, і багатьом пораненим відкриття пеніциліну врятувало життя). Нині препарати на основі пеніциліну широко використовують для лікування різних хвороб.

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 у 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. З того часу минуло лише півстоліття, і за такий короткий для розвитку науки час спільними зусиллями хіміків та біологів, котрі у своїх дослідженнях послуговувалися найновішими і найсучаснішими на той час фізичними методами досліджень і приладами, було здобуто підтвердження законів спадковості. Деяко пізніше американський біохімік Д. Уотсон та англійський біофізик Ф. Крік, ґрунтуючись на рентгеноструктурних даних, одержаних для ДНК, довели існування нуклеїнових кислот, їх участь у процесах передавання й відтворення спадкових ознак організмів, за що були удостоєні найвищою науковою нагородою — Нобелівською премією. З'ясування структури ДНК стало революційною подією у 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 в свою чергу користується здобутками географії, коли необхідно визначитися із сировинною базою, доцільністю розташування хімічних виробництв на певних територіях тощо.

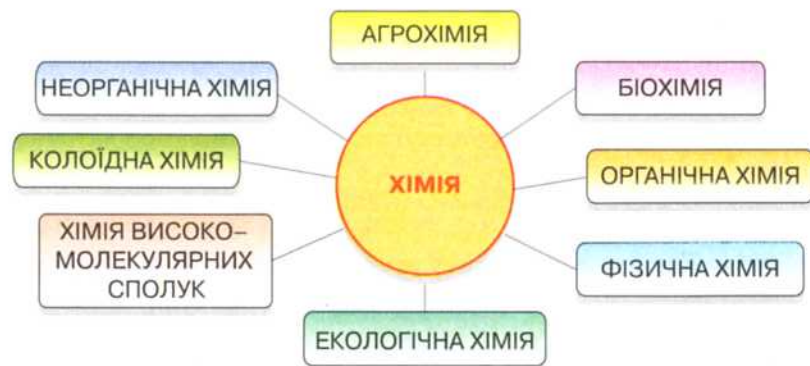
Таким чином, хімія разом з іншими природничими науками здійснює вивчення живої і неживої природи на рівні кількісного та якісного складу речовин, їх хімічних властивостей, добування та застосування.

Цілісність досліджень, що їх здійснюють різні природничі науки, дає змогу встановлювати причини та наслідки явищ у живій і неживій природі, є запорукою пізнання природи, збереження та примноження її багатств.

Держава приділяє увагу проведенню досліджень, заснованих на хімічних знаннях. В Україні діють науково-дослідні інститути, що вивчають речовини і 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. В них талановиті вітчизняні вчені здійснюють найрізноманітніші дослідження для розвитку науки та суспільного виробництва. Результати цих досліджень знаходять застосування у виробництві чавуну, сталі, полімерів, скла, мінеральних добрив, лікарських препаратів тощо.

ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- Хімія — одна з природничих наук, що досліджує речовини і хімічні явища.
- У своїх дослідженнях хіміки спираються на досягнення інших природничих наук — фізики, астрономії, біології, географії, а вони в свою чергу використовують хімічні знання.
- Завдяки хімічним знанням з'ясовано склад небесних тіл та організмів, що населяють нашу планету, розкрито таємниці збереження життя на Землі.
- Сучасну науку — хімію — представляють різні галузі знань (мал. 64):



Мал. 64. Галузі хімічних знань

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Наведіть приклади використання знань різних природничих наук для розвитку хімії.
2. Складіть схему взаємозв'язку природничих наук у пізнанні природи.
3. Яку роль відіграють хімічні знання в: а) астрономії; б) біології; в) географії; г) фізиці?
4. Користуючись різними інформаційними джерелами, зокрема мережею Інтернет, підготуйте повідомлення про життєвий шлях та внесок у науку вчених, чії імена присвоєно науково-дослідним інститутам хімічного спрямування, про сучасні досягнення цих інститутів.
- 5*. Висловіть та обґрунтуйте свою точку зору на роль хімічних знань у пізнанні природи.

§ 37 Значення хімії у природі та суспільстві

У попередньому параграфі акцентувалася увага на хімії як одній з природничих наук, що досліджує речовини та їх перетворення, на взаємозв'язку наук про природу. Завершальний параграф підручника присвячений узагальненню значення хімічних явищ, що відбуваються у природі, а також тих, які людина навчилася відтворювати на підприємствах у великих масштабах. Тобто йтиметься про те, як природні хімічні явища та досягнення хімічної науки забезпечують існування життя на нашій планеті, примножують суспільне виробництво, добробут людей, а також про екологічні проблеми, причиною яких є непродуктивне використання хімічних знань та хімічної продукції, недотримання умов безпечного виробництва.

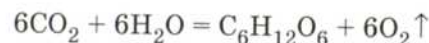
Значення хімічних процесів у природі. Варто пригадати, що організми ростуть, розмножуються, реагують на подразнення,

живляться, дихають, тобто виявляють ознаки життя, *основу якого становить обмін речовин та енергії*. А обмін речовин та енергії в кожній клітині живого організму здійснюється за певних умов та участю різних речовин, і обов'язково — кисню, води, вуглекислого газу.

З-поміж сотень тисяч хімічних реакцій, що відбуваються у природі, наймасштабнішими є *фотосинтез, горіння, дихання*.
 ▲ Пригадайте, що є реагентами, а що — продуктами цих реакцій, за яких умов вони відбуваються.

Хімічна суть і значення фотосинтезу. Ви вже знаєте, що **фотосинтез** відбувається у зелених листках рослин завдяки хлорофілу за участю світла і полягає в тому, що з наявних у природі у великій кількості та доступних для рослин неорганічних речовин *вуглекислого газу і води* утворюється *глюкоза*, яка перетворюється на природні полімери крохмаль та целюлозу. Цей процес супроводжується багатьма хімічними реакціями, що детально досліджені у біохімії. Окрім утворення органічної речовини *глюкози*, відбувається виділення неорганічної речовини *кисню*.

У загальному вигляді процес фотосинтезу записують таким хімічним рівнянням:



Із цього запису видно, які речовини беруть участь у фотосинтезі та які утворюються, проте він не відображає всіх хімічних перетворень, що відбуваються у довершеній природній хімічній лабораторії — зеленому листку рослин та в деяких бактеріях.

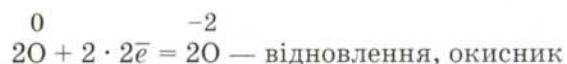
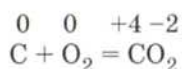
Отже, завдяки фотосинтезу рослини забезпечують живі організми нашої планети киснем, а у складі продуктів живлення — необхідними для організмів *вуглеводами*.

Яка ж роль фотосинтезу у підтриманні вмісту *вуглекислого газу* в повітрі, що становить близько 0,03 %? Представники різних царств живої природи пристосувалися до існування з таким вмістом вуглекислого газу в атмосфері Землі. Водночас життєдіяльність рослин, тварин, людини пов'язана з **диханням**, а виробнича діяльність людини — з **горінням**, під час яких виділяється значна кількість вуглекислого газу. І якби рослини не перетворювали його на глюкозу, одночасно збагачуючи повітря киснем, то вміст вуглекислого газу в повітрі постійно зростає би і врешті сягнув меж, несумісних зі сприятливими для організмів умовами життя на нашій планеті. Завдяки фотосинтезу цього не трапляється.

Окисно-відновні процеси дихання, горіння, аеробного гниття (у перекладі з грец. *аеро* означає повітря) відбуваються за участю *кисню*. Без фотосинтезу його запаси на Землі давно вичерпалися б.

Фотосинтез — важливий і єдиний процес у природі, що підтримує вміст кисню в повітрі, завдяки йому неорганічні речовини вуглекислий газ і вода перетворюються на органічні сполуки.

Хімічна сутність та значення процесів горіння і дихання. З горінням людина стикається часто. Розгляньмо окисно-відновні процеси в реакції горіння палива на прикладі горіння вуглецю:



Як бачимо, горіння вуглецю є окисно-відновною реакцією. Пригадаємо, що ця реакція, як і багато інших, супроводжується виділенням світла та тепла.

Горіння — це взаємодія речовин із виділенням світла й тепла.

Одним із прикладів негативних наслідків реакції горіння є пожежі, адже вони спричиняють матеріальні збитки суспільному та приватному господарству, завдають шкоди здоров'ю людей, створюють загрозу їх життю, шкодять природі. Якщо ж горять ліси чи торфовища, то настають зміни в екосистемах, зокрема зменшується кількість видів тварин і рослин, що їх населяли, порушуються ланцюги живлення. Та коли реакції горіння проводяться в керованих людиною умовах, то вони приносять користь. Наприклад, нині електричну енергію споживають у великих кількостях. В Україні її виробляють гідроелектростанції, теплові та атомні електростанції. Під час спалювання палива на теплових електростанціях енергія хімічних зв'язків перетворюється на теплову, а потім в *генераторах* відбувається перетворення теплової енергії на електричну.

Цілком закономірно зробити висновок, що завдяки реакції горіння ми маємо змогу використовувати електроенергію в різних приладах, освітлювати квартири, дивитися телепередачі тощо. Аналізуючи глибше, варто сказати, що електроенергія теплових електростанцій — це вивільнена енергія Сонця.

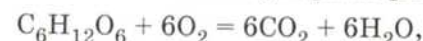
▲ *Поміркуйте та самостійно розкрийте підстави для такого висновку.*

Сам термін «дихання» ви добре знаєте. Проте частіше пов'язуєте його з процесами надходження повітря в легені (вдих) та видаленням повітря з легень (видих), що точніше було б назвати газообміном.

Дихання — це реакції окиснення різних поживних речовин (білків, жирів, вуглеводів) у клітині, внаслідок яких виділяється енергія, що використовується клітиною для росту, руху, здійснення інших процесів життєдіяльності.

Дихання властиве клітинам організмів людини, тварин, рослин, грибів, а також багатьом мікроорганізмам.

На відміну від горіння, дихання — процес багатостадійний. Так, наприклад, вивільнення енергії окисненням глюкози, що відбувається у клітинах за таким сумарним рівнянням:



насправді об'єднує кілька десятків хімічних реакцій, що відбуваються з великою швидкістю та високою ефективністю завдяки наявності багатьох ферментів. Так, унаслідок окиснення 1 моль глюкози (*обчисліть, чому дорівнює його маса*) вивільнюється близько 3000 кДж теплоти.

◆ Зважте, що для життєдіяльності людини у вашому віці потрібно близько 10 000—12 000 кДж на добу.

Роль хімічних знань у житті суспільства. З курсу економічної і соціальної географії України вам відомо, що виробничу сферу господарства України складають будівництво, важка, легка й харчова промисловість, транспорт, сільське господарство. Всі зазначені структурні складові економіки держави існують та розвиваються завдяки втіленню хімічних знань у практику, що дає змогу використовувати виготовлену в такий спосіб продукцію, виходячи з потреб суспільства.

Нині важко знайти якийсь матеріал, прилад, конструкцію тощо, виготовлення яких відбувалося б без використання хімічних знань. Завдяки дослідженням хіміків багато хімічних заводів нашої держави працюють на вітчизняній сировині — самородній сірці, калійних солях, білій глині, вапняках, доломіті, вугіллі, природному газі, нафті, залізних, манганових рудах тощо. Це має важливе значення, оскільки здобутки хімічної промисловості, як і машинобудування, визначають розвиток інших галузей господарства.

▲ *Пригадайте з економічної географії, де в Україні діють хімічні заводи та яку продукцію вони виробляють.*

Не менш важливі хімічні знання для харчової та фармацевтичної промисловості. Удосконалення способів переробки та зберігання продуктів харчування, поліпшення їх смакових та

енергетичних якостей можливі завдяки хімії. Більшість сучасних лікарських препаратів мають синтетичне, а не природне походження.

Нині різні види транспорту використовують так багато бензину та іншого палива, яке добувають із нафти, що перед хімічною наукою постало завдання пошуку шляхів заміни його на альтернативні — дешевші та екологічно доцільніші — види. У багатьох країнах світу, в тому числі й в Україні, вчені працюють над технологічним втіленням цієї ідеї з метою перетворення біомаси (деревини, соломи, листя та стебел рослин, лущиння сояшнику тощо) на *біопаливо*. У 2007 р. в Києві відбулася перша міжнародна конференція «Біопаливо-2007: Перспективи аграрного сектору України», присвячена проблемам сировини для виготовлення біопалива, особливостям його використання.

У виробництві біопалива, що дістало назву *біогаз*, хіміки отримали «підказку» від самої природи. Пригадайте, що під час вивчення органічної сполуки метану згадувалася така його назва, як «болотний газ». Так, метан справді виділяється внаслідок розкладання рослинних решток мікроорганізмами на дні боліт без доступу повітря. Цей процес спеціально відтворюють, щоб добувати біогаз. Основу біогазу складає метан (близько 55 % — 75 %). Нині відомі різні види біопалива.

Щоб одержувати з року в рік високі врожаї сільськогосподарських культур, мати вдосталь продуктів харчування тваринного походження, у сільському господарстві використовують мінеральні добрива, засоби боротьби із шкідниками та бур'янами, харчові добавки до кормів тварин, поліетиленові плівки для теплиць тощо.

Невиробнича сфера державного господарства, як-от громадське харчування, охорона здоров'я, теж послуговується здобутками хімії.

Роль хімії в житті суспільства полягає також у тому, що з появою хімічних заводів чи підприємств інших галузей, де хімічні знання знаходять застосування, виникають великі міста, цілі промислові центри. А це оптимізує систему розселення та розвиток поселень, покращує показники зайнятості працездатного населення, тобто сприяє працевлаштуванню українських громадян у своїй країні, а не за кордоном.

Значення хімії 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, одяг, що захищає від радіоактивного випромінювання тощо.

Активна діяльність людини з використання хімічних знань для відтворення хімічних процесів у промислових масштабах нині приносить не лише користь, а й завдає шкоди, адже вплив цієї діяльності на живу природу досяг межі незворотності й спричинив порушення рівноваги у живій природі, яка встановлювалася впродовж мільйонів років.

Можна навести сотні тисяч прикладів матеріалів, що їх людина навчилася створювати власноруч. Так, щорічно у світі синтезують близько 250 тис. нових сполук, з яких близько 300 знаходять промислове застосування, а отже, можуть потрапити в навколишнє середовище і внаслідок своєї токсичності, вибуховості, легкозаймистості тощо зашкодити природі. Через це проблеми *екологічної хімії* — то проблеми всього людства, а не якоїсь окремої країни. Відтак людство тепер стоїть перед вибором — нарощувати й далі обсяги хімічних виробництв заради швидкої вигоди, чи віддати перевагу енергозберігаючим технологіям, раціональному використанню речовин безвідхідним виробництвом, щоб зберегти природу для майбутніх поколінь.

Знання про те, як виготовляється хімічна продукція, які її властивості, як вона діє на організм людини, наскільки дорогим є її виробництво, яку потенційну шкоду вона становить для довкілля, потрапляючи у сміття, прислужаться вам і 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.

Нині перед хіміками постають нові невідкладні завдання — створення технологій з випуску нових, безпечних для живої природи речовин; технологій перетворення відходів чи відпрацьованих виробів одних виробництв у цінну та безпечну сировину для інших; пошуку способів знешкодження небезпечних речовин; створення спільно з іншими науками унікальних технологій. До них належать *нанотехнології* (префікс *нано-* вживається для позначення дуже малих розмірів), що з'явилися завдяки поєднанню новітніх досягнень біології, фізики, хімії і дають змогу працювати на атомному та молекулярному рівнях, тобто замість роботи з речовинами перейти до роботи з окремими атомами та молекулами. На такі технології чекає велике майбутнє в науці, техніці, медицині, сільському господарстві.

Збулися пророчі слова одного з основоположників хімічної науки Михайла Васильовича Ломоносова, що хімія широко простягає руки свої у справи людські.

ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- Хімія — могутній чинник існування природи і розвитку суспільства.
- Значення фотосинтезу полягає у перетворенні неорганічних речовин на органічні, що забезпечує підтримання потрібного для життєдіяльності організмів вмісту кисню в повітрі, у перетворенні енергії світла на хімічну енергію.
- Основу дихання становлять окисно-відновні реакції, що забезпечують клітину енергією та речовинами, необхідними для утворення сполук, властивих живому організму.
- Суть горіння різних видів палива полягає в їх окисненні киснем з виділенням великої кількості тепла.
- Із корисних копалин шляхом їх хімічної переробки 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.



СТОРІНКА ЕРУДИТА

Тривалий час продукцію харчової промисловості пакували у картонну та скляну тару. Нині ж основним пакувальним матеріалом стали полімерні матеріали.

Пригадайте, що матеріалами називають речовини та їх суміші, які пройшли відповідну обробку і використовуються для виробництва певної продукції: деталей машин, побутових приладів тощо.

Але 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.

Щоб зберегти природу від засмічення, хіміки пропонують виготовляти екологічно безпечні полімерні матеріали. Дослідження в цьому напрямі тривають із 70-х років ХХ століття. Доведено, що додавання до синтетичної полімерної маси природних полімерів крохмалю, целюлози, хітину робить полімери «їстівними» для мікроорганізмів та знижує стійкість проти температури, сонячного світла, тепла, вологи. Тож, дібравши відповідний вміст біодобавки, можна виготовити матеріал, що піддаватиметься розкладанню бактеріями, а не накопичуватиметься як сміття.

Поліетиленові біоплівки використовують нині для пакування харчових продуктів, виготовлення пляшок, мішків тощо. Поліетилен з

добавками крохмалю руйнується упродовж 4—8 місяців. Запропонували хіміки і технологію вторинної переробки полімерної сировини.

Виготовлення полімерів, здатних до природного розкладання, — перспективний спосіб збереження природи від забруднення побутовими відходами у вигляді полімерної тари, плівок тощо.

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Оцініть роль хімічних процесів у природі.
2. Наведіть приклади, що підтверджують роль хімії в суспільному виробництві.
3. Розгляньте проблему роботи теплових електростанцій з позиції їх впливу на довкілля.
- 4*. Галузями важкої промисловості, крім хімічної та нафтохімічної, є паливна, електроенергетична, металургічна, машинобудівна, скляна, фарфоро-фаянсова та інші галузі. Користуючись різними інформаційними джерелами, в тому числі й мережею інтернет, розробіть та презентуйте групові проекти, у яких розкрийте роль хімічних знань у розвитку певної галузі, схарактеризуйте провідні професії її працівників.

- Амінокислоти** — органічні кислоти, у складі молекул яких є одна чи кілька аміногруп.
- Аніон** — негативно заряджений йон.
- Білки** — природні полімери, мономерами яких є α -амінокислоти.
- Відновлення** — процес приєднання електронів.
- Гідроліз** — реакція йонного обміну між речовиною та водою.
- Гомологи** — сполуки одного гомологічного ряду.
- Гоомологічний ряд** — ряд сполук, що мають однотипну будову, виявляють схожі хімічні властивості, але відрізняються за складом молекул на певне число груп атомів CH_2 .
- Дисперсна система** — гетерогенна система, що складається з двох або більше компонентів (фаз), між якими існує поверхня поділу.
- Екзотермічна реакція** — реакція, що відбувається з виділенням теплоти.
- Електроліти** — речовини, водні розчини чи розплави яких проводять електричний струм.
- Електролітична дисоціація** — розпад речовин на вільно рухливі йони в розчині або в розплаві.
- Електронний баланс** — запис, що складається із символів хімічних елементів, у яких відбулися зміни ступеня окиснення атомів, позначень ступенів окиснення над кожним із них, а також чисел приєднаних і відданих електронів.
- Елементи-органогени** — неметалічні елементи Карбон, Гідроген, Оксиген, Нітроген.
- Емульсія** — дисперсна система, в якій і дисперсна фаза, і дисперсне середовище є рідинами.
- Ендотермічна реакція** — реакція, що відбувається з вбиранням теплоти.
- Жири** — естери трьохатомного спирту гліцерину та вищих карбонових кислот.
- Ізомери** — речовини з однакоим кількісним та якісним складом молекул, але різною будовою та властивостями.
- Карбоксильна група** — функціональна група органічних сполук, що мають загальну назву карбонові кислоти.
- Катіон** — позитивно заряджений йон.
- Кислоти** — електроліти, що дисоціюють з утворенням катіонів Гідрогену та кислотного залишку.
- Колоїдний розчин** — дисперсна система, що містить частинки від 1 до 100 нм, невидимі візуально, але які можна бачити в променях світла.
- Кристалізаційна вода** — вода, яка після випарювання розчину перейшла до складу кристалів твердої речовини.
- Масова частка розчиненої речовини в розчині (ω)** — відношення маси розчиненої речовини до маси розчину.
- Межа розчинності** — максимально можлива маса чи об'єм (для газів) розчиненої речовини, що за конкретних умов (температури, тиску) розчиняється у 100 г розчинника.

Молекулярне рівняння — рівняння, в якому записи, що стосуються складу речовин, подано хімічними формулами.

Насичений розчин — розчин, у якому дана речовина за даної температури більше не розчиняється.

Неелектроліти — речовини, водні розчини чи розплави яких не проводять електричного струму.

Необоротна реакція — реакція, що відбувається в одному напрямі й закінчується повним перетворенням реагентів на продукти реакції.

Нуклеїнові кислоти — природні полімери, структурними ланками яких є нуклеотиди.

Оборотна реакція — реакція, що за однакових умов відбувається в протилежних напрямках.

Окиснення — процес віддачі електронів.

Окисно-відновні реакції — реакції, які відбуваються зі зміною ступенів окиснення атомів.

Основи — електроліти, що дисоціюють з утворенням катіонів металічного елемента та гідроксид-аніонів.

Повне йонне рівняння — рівняння, в якому замість хімічних формул електролітів записані йони, на які ці речовини дисоціюють у розчині.

Реакція гідрогенізації (гідрування) — реакція приєднання водню до ненасичених вуглеводнів.

Реакція заміщення — реакція між складною і простою речовинами, внаслідок якої атоми простої речовини заміщують атоми (йони) складної речовини.

Реакція обміну — реакція між двома складними речовинами, під час якої речовини обмінюються своїми складовими частинами.

Реакція полімеризації — реакція сполучення однакових молекул в одну макромолекулу.

Реакція розкладу — реакція, в результаті якої з однієї складної речовини утворюються дві та більше речовин.

Реакція сполучення — реакція, внаслідок якої з двох і більше речовин утворюється одна.

Розчинність — здатність речовини розчинятися в тому чи іншому розчиннику з утворенням істинних розчинів.

Скорочене йонне рівняння — рівняння, що відображає утворення з йонів недисоційованого у воді продукту реакції.

Солі — електроліти, що дисоціюють, утворюючи катіони металічного елемента та аніони кислотного залишку.

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

Суспензія — дисперсна система, що містить частинки розміром понад 100 нм, видимі візуально.

Тепловий ефект хімічної реакції — кількість теплоти, що виділяється або поглинається в результаті хімічної реакції.

Хімічна рівновага — стан оборотної реакції, за якого хімічна взаємодія відбувається, проте видимих змін не спостерігається.

**Список додаткової літератури
та інтернет-ресурсів
для поглиблення і розширення знань**

1. *Базелюк І. І.* Довідкові матеріали з хімії / *І. І. Базелюк, Л. П. Величко, Н. В. Титаренко.* — Київ—Ірпінь : Перун, 1998. — 224 с.
2. *Болдог Й. Й.* Теорія електролітичної дисоціації / *Й. Й. Болдог, П. П. Попель.* — К. : Рад. шк., 1980. — 144 с.
3. *Васецька Л. В.* Хімічний тренажер для розв'язування задач : Вип. II / *Л. В. Васецька.* — Х. : Вид. група «Основа», 2005.
4. *Василега М. Д.* Цікава хімія / *М. Д. Василега.* — К. : Рад. шк., 1980. — 159 с.
5. Великий довідник школяра з тестовими завданнями : розд. «Хімія». — К. : Махаон — Україна, 2007. — С. 447—580.
6. *Гачев Г. Д.* Гуманитарний коментарий к физике и химии: Диалог между науками о природе и человеке / *Г. Д. Гачев* — М. : Логос, 2003. — 512 с.
7. *Егоров А. С.* Химия в 400-х вопросах и ответах : пособ. для учащихся и абитуриентов / *А. С. Егоров.* — Ростов-на-Дону : Феникс, 2001. — 352 с.
8. Олімпіади з хімії : зб. задач всеукраїнських, обласних, районних олімпіад з розв'язаннями, вказівками, відповідями / *І. І. Кочерга, Ю. В. Холін, Л. О. Слета [та ін].* — Х. : Ранок — Веста, 2004. — 384 с.
9. *Ольгин О. М.* Опыты без взрывов / *О. М. Ольгин.* — 4-е изд. — М. : Химия, 1995. — 176 с.
10. Усі цікаві дослід. Хімія. 10 — 11 класи. — Х. : Торсінг-плюс, 2007. — 320 с.
11. *Фримантл М.* Химия в действии : в 2-х ч. — Ч. 1 : *М. Фримантл* / пер. с англ. — М. : Мир, 1991. — 528 с.
12. *Фримантл М.* Химия в действии : в 2-х ч. Ч. 2 : *М. Фримантл*; / пер. с англ. — М. : Мир, — 1991. — 622 с.
13. *Харлампович Г. Д.* Многоликая химия : кн. для учащихся / *Г. Д. Харлампович, А. С. Семенов, В. А. Попов.* — М. : Просвещение, 1992. — 159 с.
14. Химия и общество : пер. с англ. — М. : Мир, 1995. — 560 с.
15. *Эткинс П.* Молекулы: пер. с англ. — М. : Мир, 1991. — 216 с.
16. *Ярошенко О. Г.* Повторимо хімію / *О. Г. Ярошенко.* — К. : Освіта, 2003. — 80 с.
17. *Ярошенко О. Г.* Завдання і вправи з хімії : навч. посіб. / *О. Г. Ярошенко, В. І. Новицька.* — 6-е вид., виправ., доопр. — К. : Станіца—Київ, 2007. — 294 с.

ІНТЕРНЕТ-РЕСУРСИ

www.chem.msu.su

Портал фундаментальної хімічної освіти.

www.reciprocalnet.org/common/

«Колекція молекул» — бібліотека речовин з тривимірними і навіть стереоскопічними зображеннями молекулярних структур.

chemistry.nm.ru

Інтернет-репетитор з хімії.

www.nanonewsnet.ru

Новини нанотехнологій.

chemistry.r2.ru

Опорні конспекти з хімії.

www.chemistry.narod.ru

Сайт «Світ хімії».

www.postupi.ru

Інформація з основ теоретичної хімії, елементів та їх сполук, органічної та неорганічної хімії.

www.video.online.ua/3/8515.php

Цікавий відеофільм про хімічні дослідження за темами, що вивчаються в 9 класі.

www.distance.edu.vn.ua/mapa.html

Тести для перевірки знань з хімії.

А

Аміногрупа 186
Амінокислота 185
Ацетилен (етин) 129, 130

Б

Бутан 126

В

Відновлення 89
Відновник 89
Виготовлення розчину 37, 40, 41, 49
Вуглеводи 173, 176, 178
Вуглеводні 124
— насичені 125, 126
— ненасичені 132—135

Г

Гідрування 134, 169, 172
Гідратація 34
Гексан 126
Гептан 126
Гліцерин 148, 150, 151, 154, 156
Глюкоза 173, 174, 176, 177, 209
Гомологи 125
Гомологічний ряд 125

Д

Декан 126
Денатурація 189

Е

Електроліти 51, 55, 56
Електролітична дисоціація 51, 55, 57
Елементи-органогени 113
Емульсії 28, 31
Етанол 148, 149, 151, 153, 154, 155
Етан 125
Етилен (етен) 129, 130

Ж

Жири 167—171

З

Зв'язок
— водневий 20—22
— одинарний 117, 118, 122
— подвійний 117, 118, 122
— потрійний 117, 118, 122

І

Ізомери 114

Й

Йонні рівняння 63, 64, 67

К

Карбоксильна група 159, 186
Кислоти
— амінооцтова 185—187, 191
— етанова (оцтова) 159—163
— олеїнова 166—168
— пальмітинова 166
— стеаринова 166
Кристалогідрати 34
Крохмаль 175—177

М

Масова частка розчиненої речовини 37—42, 44
Метан 124
Метанол 148, 150, 156
Мило 166
Моделювання 120
Модель 120, 131
Мономер 143, 146, 188
Моносахарид 173

Н

Нафта 128
Неелектроліти 55
Нонан 126
Нуклеїнові кислоти 194—196

О

Окиснення 89
Окисник 89
Октан 126
Олії 168, 172

П

Пептид 189
Пептидна група 187
Поліетилен 143, 145
Полімер 143
Полімеризація 143, 144, 146
Полісахариди 173, 175

Р

Радикал 147
Реакції
— гідролізу 70
— екзотермічні 96, 98, 99
— ендотермічні 95, 98, 99
— естерифікації 167
— заміщення 78, 80, 81
— кольорові 189, 190
— необоротні 82
— обміну 80, 81
— обміну між розчинами електролітів 62—67, 70
— окисно-відновні 87—92
— оборотні 82, 83
— полімеризації 143
— розкладу 79—81
— сполучення 79, 81

Розчини

— істинні 18
— колоїдні 28, 30, 31
— насичені 23
— ненасичені 23

Розчинник 19

Розчинена речовина 19

С

Сахароза 173, 174, 177
Структури білкових молекул 188
Структурна ланка 143, 144, 146
Ступінь полімеризації 143, 144, 146
Суспензії 28, 31

Т

Тепловий ефект реакції 93—95
Теплові явища при розчиненні 32, 33
Термохімічне рівняння 96, 99

Ф

Ферменти 178, 181, 189, 193, 205
Формули органічних речовин
— електронні 119, 130
— напівструктурні 119
— структурні 117—119
Фруктоза 173
Функціональна група 149, 159, 186

Ц

Целюлоза 175, 176, 177

Ш

Швидкість хімічної реакції 95—105

Х

Хімічна рівновага 83—85

ЗМІСТ

Повторення основних питань курсу хімії 8 класу

- § 1. Склад і властивості основних класів неорганічних сполук . . . 5
§ 2. Хімічний зв'язок і будова речовин 11

ТЕМА 1. РОЗЧИНИ

- § 3. Поняття про розчини 18
§ 4. Поняття про дисперсні системи 27
§ 5. Теплові явища, що супроводжують розчинення речовин . . . 32
§ 6. Кількісний склад розчину. Виготовлення розчинів 37
§ 7. Обчислення масової частки розчиненої у воді газуватої чи рідкої речовини 44
§ 8. Виготовлення розчину солі з певною масовою часткою розчиненої речовини. Практична робота 1 49
§ 9. Електролітична дисоціація. Електроліти та неелектроліти . 51
§ 10. Електролітична дисоціація кислот, основ, солей у водних розчинах. Ступінь дисоціації. Сильні й слабкі електроліти 57
§ 11. Реакції обміну між розчинами електролітів, умови їх перебігу. Йонні рівняння 62
§ 12. Реакції йонного обміну в розчинах електролітів. Практична робота 2 68
§ 13. Розв'язування експериментальних задач. Практична робота 3 71

Завдання для підготовки до контролю знань з теми 1 74

ТЕМА 2. ХІМІЧНІ РЕАКЦІЇ

- § 14. Класифікація хімічних реакцій за кількістю і складом реагентів 78
§ 15. Оборотно й необоротні реакції 82
§ 16. Окисно-відновні реакції 87
§ 17. Тепловий ефект реакції. Екзотермічні та ендотермічні реакції 93
§ 18. Швидкість хімічної реакції. Залежність швидкості хімічної реакції від різних чинників 99

Завдання для підготовки до контролю знань з теми 2 108

ТЕМА 3. НАЙВАЖЛИВІШІ ОРГАНІЧНІ СПОЛУКИ

- § 19. Спільні й відмінні ознаки органічних і неорганічних сполук. Будова атома Карбону та утворення ним хімічних зв'язків 112
§ 20. Утворення ковалентних зв'язків в органічних сполуках. Структурні формули 117

- § 21. Метан, його будова і властивості. Гомологи метану 124
§ 22. Етилен й ацетилен, їх склад, хімічні формули та фізичні властивості 129
§ 23. Хімічні властивості, застосування етилену й ацетилену . . . 133
§ 24. Відношення об'ємів газів у хімічних реакціях 138
§ 25. Поліетилен. Поняття про полімери 143
§ 26. Метанол, етанол, гліцерин як представники оксигеновмісних органічних сполук. Поняття про функціональну гідроксильну групу 148
§ 27. Хімічні властивості та застосування спиртів 153
§ 28. Оцтова кислота, її склад та властивості 159
§ 29. Експериментальне дослідження властивостей оцтової кислоти. Практична робота 4 164
§ 30. Поняття про вищі карбонові кислоти та жири 166
§ 31. Вуглеводи: глюкоза, сахароза, крохмаль, целюлоза 173
§ 32. Хімічні властивості та застосування вуглеводів 179
§ 33. Амінокислоти та білки 185
§ 34. Розв'язування експериментальних задач із використанням знань про найважливіші органічні сполуки. Практична робота 5 191
§ 35. Біологічна роль амінокислот і білків. Поняття про нуклеїнові кислоти, їх біологічну роль 192

Завдання для підготовки до контролю знань з теми 3 199

УЗАГАЛЬНЕННЯ ЗНАНЬ З ХІМІЇ

- § 36. Місце хімії серед наук про природу та роль хімічних знань у її пізнанні 203
§ 37. Значення хімії у природі та суспільстві 208
Словник основних хімічних термінів і понять 216
Список додаткової літератури та Інтернет-ресурсів для поглиблення і розширення знань 218
Предметний покажчик 220

Розчинність основ, кислот, амфотерних гідроксидів і солей у воді (при температурі 20 – 25 °С)

Катіон Аніон	H ⁺	Li ⁺	Na ⁺	K ⁺	Ag ⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Ba ²⁺	Zn ²⁺	Mn ²⁺	Pb ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺
OH ⁻		р	р	р	—	м	м	р	н	н	н	н	—	н	н	н	н
F ⁻	р	м	р	р	р	м	м	м	р	р	м	р	#	м	н	м	р
Cl ⁻	р	р	р	р	н	р	р	р	р	р	м	р	р	р	р	р	р
Br ⁻	р	р	р	р	н	р	р	р	р	р	м	р	м	р	р	р	р
I ⁻	р	р	р	р	н	р	р	р	р	р	м	—	м	р	—	р	р
S ²⁻	р	р	р	р	н	#	#	р	н	н	н	н	н	н	#	#	#
SO ₃ ²⁻	р	р	р	р	н	р	м	м	р	м	м	—	#	м	—	—	—
SO ₄ ²⁻	р	р	р	р	м	р	м	н	р	р	м	р	р	р	р	р	р
NO ₃ ⁻	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
PO ₄ ³⁻	р	м	р	р	н	м	н	н	н	м	н	#	#	н	н	н	н
CO ₃ ²⁻	р	р	р	р	м	м	н	н	н	н	н	#	—	н	—	—	—
CH ₃ COO ⁻	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	—	р	р

Умовні позначення:

- «р» — розчинна речовина (розчинність понад 1 г речовини у 100 г води);
- «м» — малорозчинна речовина (розчинність від 1 до 0,001 г у 100 г води);
- «н» — практично нерозчинна речовина (розчинність менше 0,001 г у 100 г води);
- «—» — речовина не існує;
- «#» — речовина існує, але реагує з водою (її розчинність визначити не можна).