

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.

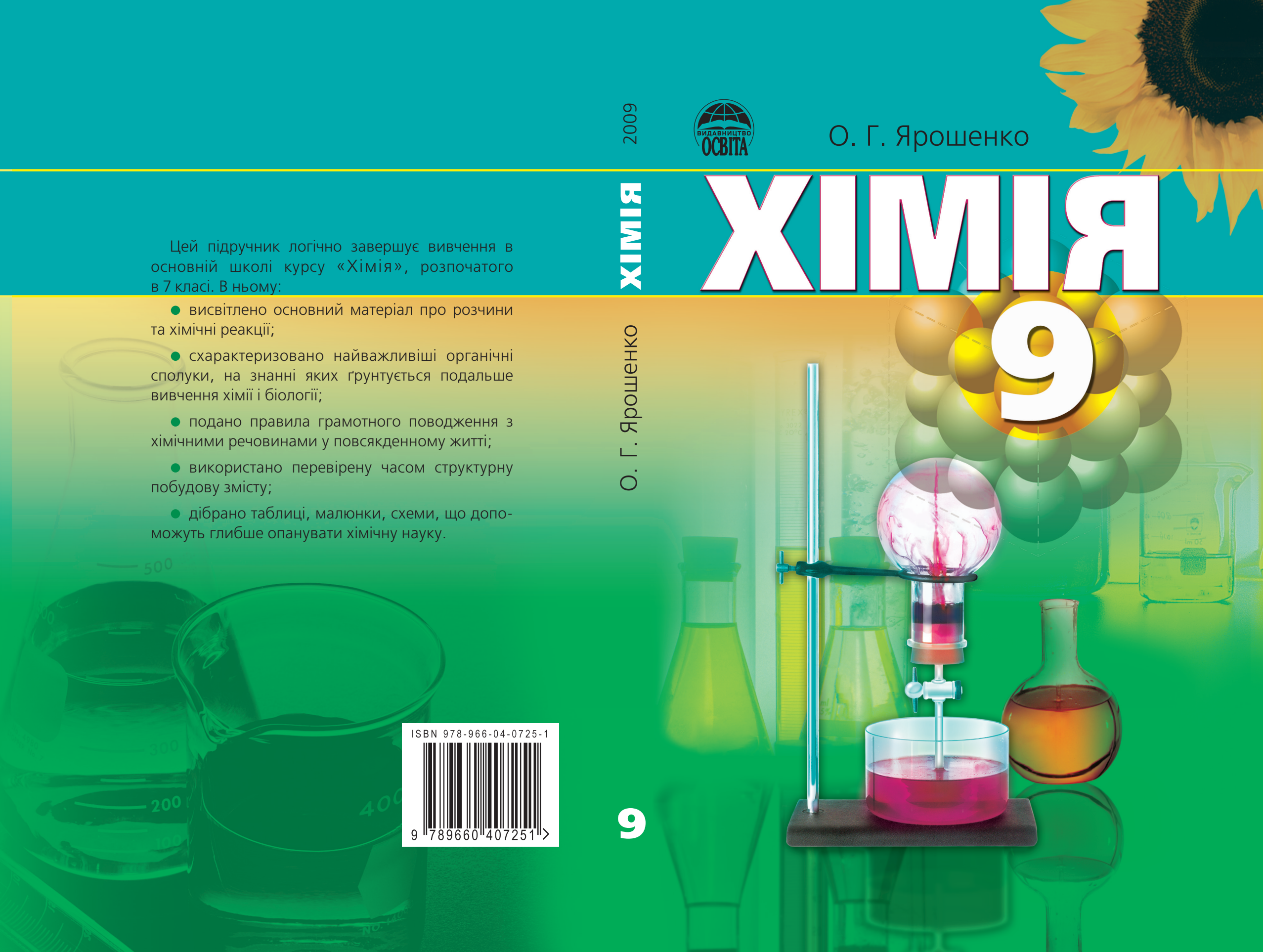
О. Г. Ярошенко

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

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).

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 Підіб'ємо 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

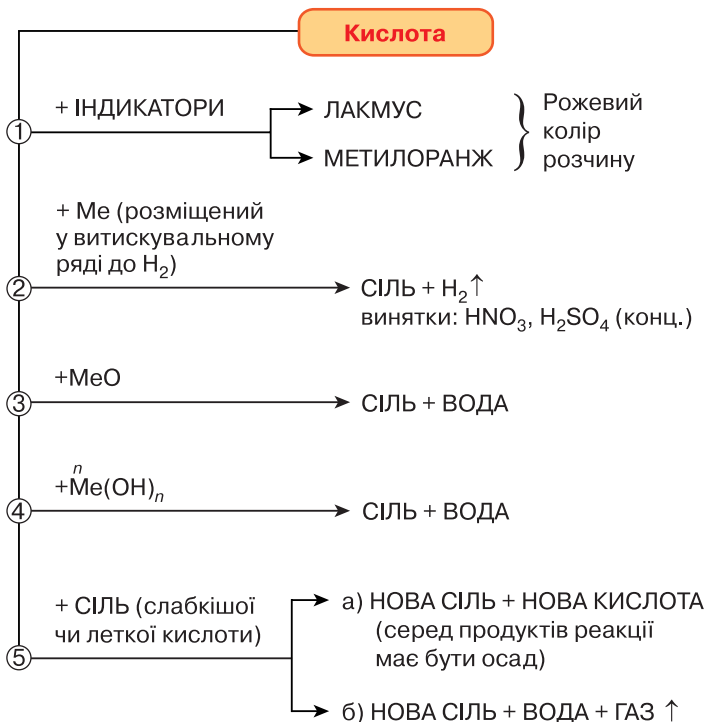
Хімічні властивості основних оксидів



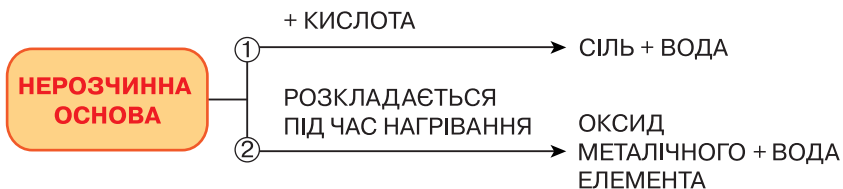
Хімічні властивості кислотних оксидів



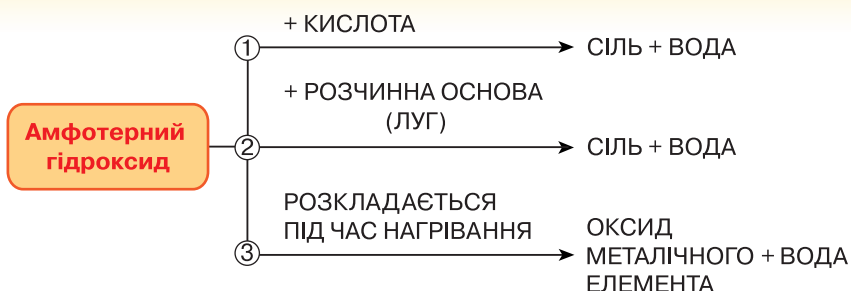
Хімічні властивості кислот



Хімічні властивості основ



Хімічні властивості амфотерних гідроксидів



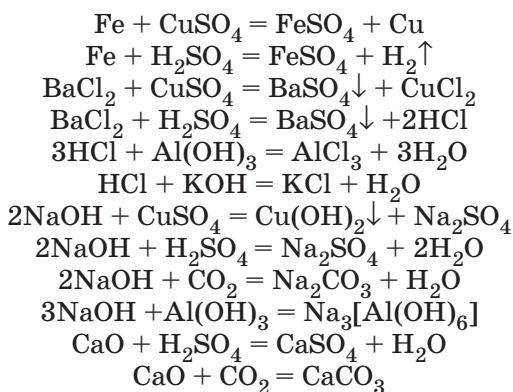
Хімічні властивості солей



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

Речовина	CuSO_4	H_2SO_4	CO_2	$\text{Al}(\text{OH})_3$	КОН
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**.

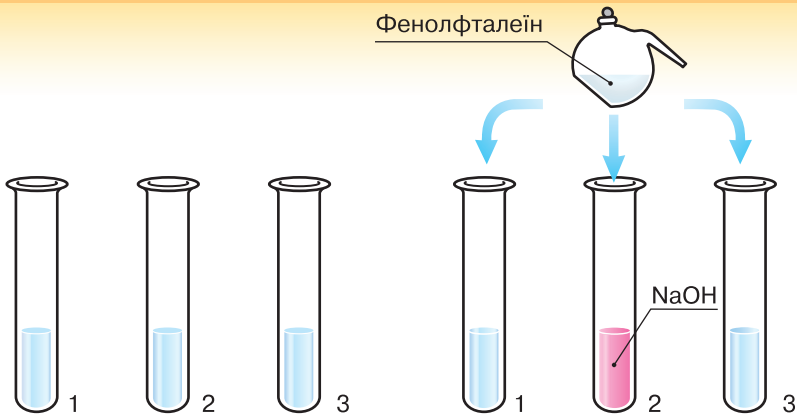
▲ *Пригадайте їх особливості та зазначте, до яких із них належать розглянуті реакції.*

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?

М і 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.

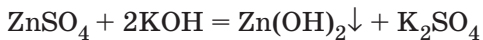
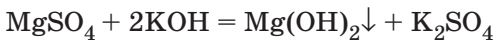
Для розпізнавання солей скористаємося другим набором пробірок, вилучивши з нього пробірку з натрій гідроксидом. Осільки солі утворені однією й тією самою кислотою — сульфатною, то за допомогою якісної реакції на сульфати розрізнити ці речовини не вдасться. Залишається розпізнати солі за металічними елементами. 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),



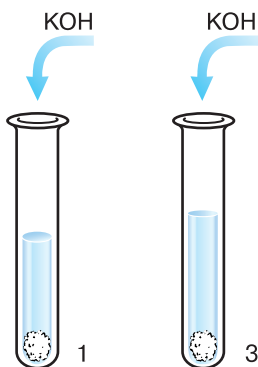
Мал. 1. Розчини речовин зовні однакові

Мал. 2. Виявлення розчину лугу за допомогою фенолфталеїну

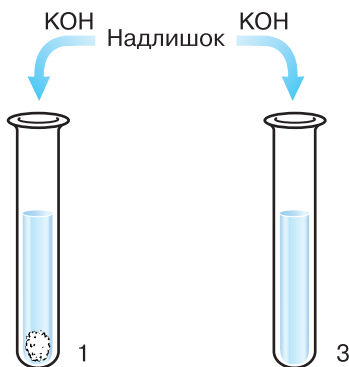
з'ясуємо, що відмінною ознакою у властивостях $\text{Mg}(\text{OH})_2$ і $\text{Zn}(\text{OH})_2$ є взаємодія з лугами — цинк гідроксид реагує з лугом, утворюючи розчинну сіль. До кожної з пробірок додамо невеликі порції лугу, наприклад калій гідроксиду:



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



Мал. 3. Утворення осадів нерозчинних основ

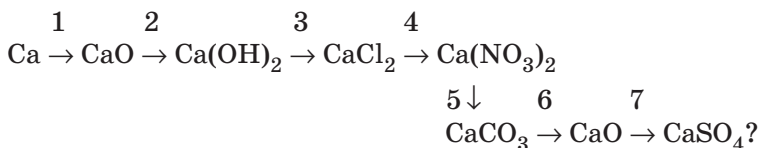


Мал. 4. Розчинення осаду амфотерного цинк гідроксиду при додаванні надлишку лугу



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

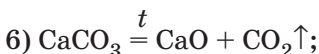
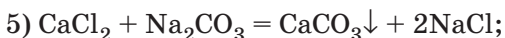
Приклад 2. За допомогою яких реакцій можна здійснити петворення за схемою:



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.

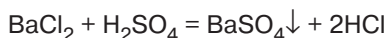


СТОРІНКА ПРИРОДОДОСЛІДНИКА

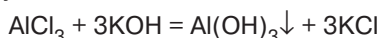
Завдання. З'ясуйте, речовини яких класів неорганічних сполук наявні у складі: а) предметів вашого повсякденного вжитку (продукти харчування, засоби побутової хімії, косметичні засоби тощо); б) предметів побуту; в) лікарських препаратів.



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:

H_3PO_4 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, Na_2O , SiO_2 , HNO_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, ZnS , BaO , K_2CO_3 , Al_2O_3 ?

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:

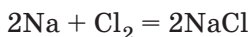
- різноманітність речовин зумовлена здатністю атомів одного хімічного елемента сполучатися між собою та з атомами інших елементів за допомогою *хімічного зв'язку*;

- **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:

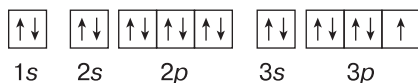
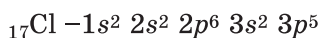


- **Ступінь окиснення** — умовний заряд атома у сполуці, обчислений за умови, що сполука складається тільки з йонів.
- Загальними правилами визначення ступеня окиснення атома є такі: ступінь окиснення атома у вільному стані **нульовий**; ступінь окиснення атомів Оксигену в сполуках дорівнює **-2** (є 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:



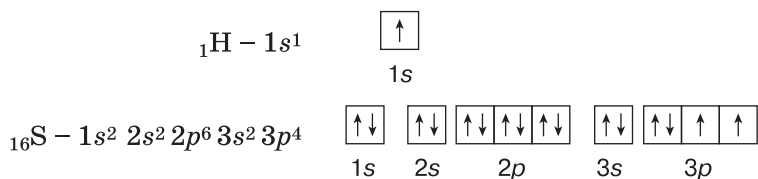
На зовнішньому енергетичному рівні в атома Хлору є 7 електронів, з яких один неспарений. До завершення зовнішнього енергетичного рівня атому не вистачає 1 електрона. Тож неспарений електрон одного атома Хлору й неспарений електрон другого його атома утворюють спільну електронну пару:



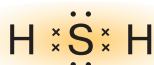
Оскільки електронегативність обох атомів однакова, електростатична сила притягання між негативно зарядженою спільною електронною парою і позитивно зарядженими ядрами обох атомів теж однакова. Тому утворений зв'язок є *ковалентним неполярним*.

Приклад 2. Утворення ковалентного хімічного зв'язку в молекулі сірководню (гідроген сульфід) H_2S .

Як і в попередньому прикладі, молекула утворена з атомів неметалічних елементів, але вони мають різну електронегативність. Напишемо електронні та графічні електронні формули атомів обох хімічних елементів:



На зовнішньому енергетичному рівні в атома Сульфуру є 6 електронів, з них 2 неспарених. До завершення зовнішнього енергетичного рівня йому не вистачає 2-х електронів. У атома Гідрогену є один електрон на першому і єдиному енергетичному рівні, для досягнення завершеності якого не вистачає ще одного електрона. Тож атом Сульфуру, завдяки наявності в нього двох неспарених електронів, утворює дві спільні електронні пари (по одній із кожним атомом Гідрогену):

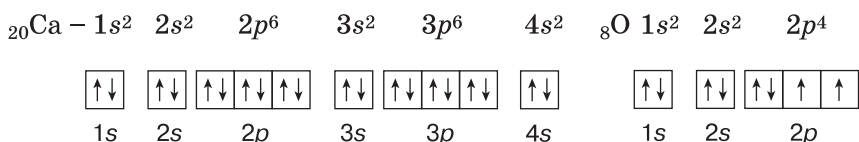


Відтепер атоми Гідрогену мають завершені для них двох-електронні зовнішні енергетичні рівні, а атом Сульфуру — завершений зовнішній енергетичний рівень з восьми електронів.

З ряду електронегативності видно, що Сульфур є більш електронегативним елементом. Тому спільні електронні пари зміщені від Гідрогену до Сульфуру.

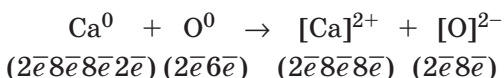
Приклад 3. Утворення йонного хімічного зв'язку в кальцій оксиді CaO .

Напишемо електронні та графічні електронні формули атомів Кальцію й Оксигену:



В атомі Кальцію є 2 електрони на зовнішньому (четвертому) енергетичному рівні, до завершення якого не вистачає ще 6 електронів. Проте він має завершений передостанній (третій) електронний шар. Тож у разі віддачі двох електронів четвертого енергетичного рівня зовнішнім стає передостанній енергетичний рівень, що має завершену стійку конфігурацію з 8 електронів. Атому Кальцію енергетично вигідніше віддати 2 електрони, ніж приєднати 6. Віддаючи 2 електрони зовнішнього енергетичного рівня, він перетворюється на катіон Ca^{2+} , а Оксиген, атому якого не вистачає до завершення зовнішнього енергетичного рівня 2-х електронів, їх приєднує і перетворюється на аніон O^{2-} .

Схематично зміну в будові електронних оболонок атомів Кальцію й Оксигену та утворення їх йонів можна записати так:



Завдяки електростатичним силам притягання між різноманітними зарядженими катіоном Кальцію й аніоном Оксигену утворився *йонний зв'язок*.

Тип хімічного зв'язку впливає на структуру і фізичні властивості речовин. Так, сполуки, які містять у вузлах кристалічної ґратки йони, належать до твердих і тугоплавких речовин (натрій хлорид, натрій гідрогенкарбонат, кальцій карбонат). Серед речовин із ковалентним зв'язком за звичайних умов чимало газів (водень, кисень, азот, амоніак, метан), рідин (вода), хоча є й тверді речовини (фосфор(V) оксид, глюкоза $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, сахароза $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$).



СТОРІНКА ЕРУДИТА

Метали у твердому стані існують у формі кристалів, у вузлах кристалічної ґратки яких перебувають як нейтральні атоми, так і катіони, на які перетворилася частина атомів через втрату валентних електронів зовнішнього енергетичного рівня. Ці електрони вже не належать якось конкретному атому, а розподілені між позитивно зарядженими йонами металічних елементів, завдяки чому виникає металічний зв'язок.

Металічний зв'язок — зв'язок йонів металічних елементів з вільними узагальненими (усупільненими) електронами зовнішнього енергетичного рівня, що втратили зв'язок із власними атомами й можуть вільно переміщуватися в металі.

Наявністю цих електронів зумовлені такі загальні фізичні властивості металів, як високі електро- і теплопровідність, блиск, пластичність.

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

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 $1000\text{ }^\circ\text{C}$?

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—25 °С) 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 замінюють 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).

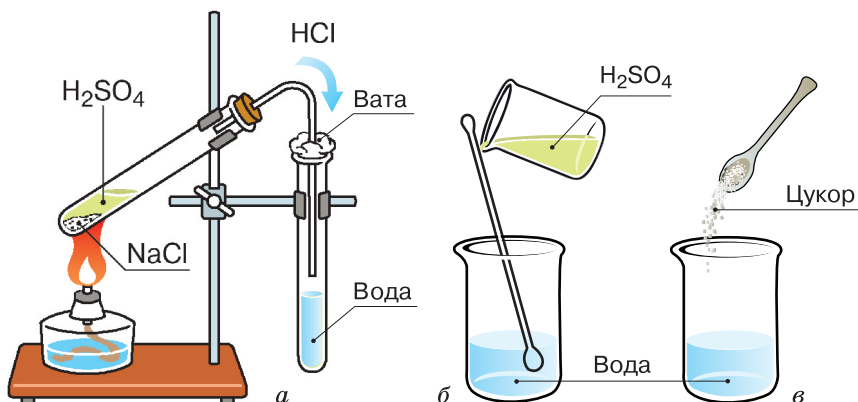


Мал. 5. Приклади розчинів

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 Гідроеном, 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:

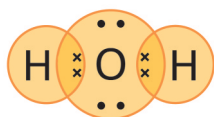
- 1) газувата речовина хлороводень (гідроген хлорид), розчиняючись у воді, утворює хлоридну кислоту (мал. 6, *а*);
- 2) рідина сульфатна кислота дуже добре розчиняється у воді, незалежно від того, багато чи мало води для цього взято (мал. 6, *б*);
- 3) тверда речовина цукор також легко й швидко розчиняється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



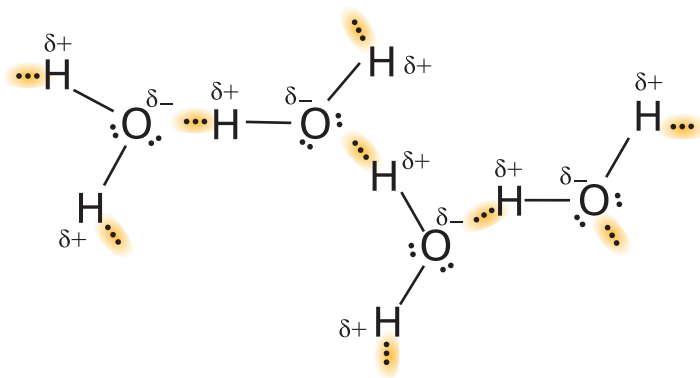
Мал. 7. Схема утворення ковалентного зв'язку у молекулі води



Мал. 8. Кутова будова молекули води

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

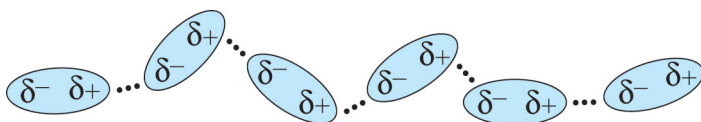
Оскільки атом Оксигену більш електронегативний, ніж сполучені з ним атоми Гідрогену, то спільні електронні пари зміщуються до Оксигену. Внаслідок цього атом Оксигену набуває невеликого (часткового) негативного електричного заряду δ^- (читається *дельта мінус*), а кожний атом Гідрогену — невеликого (часткового) 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 ($+100^\circ\text{C}$), 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).

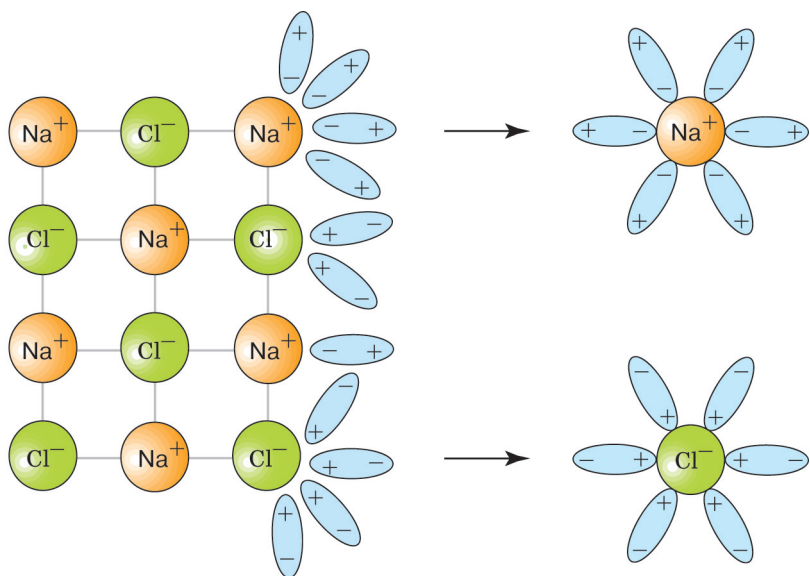
Ми розглянули утворення водневого зв'язку між молекулами води. Проте існують речовини, наприклад білки, у яких він може виникати й між ділянками однієї молекули.

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 потраплянні 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.

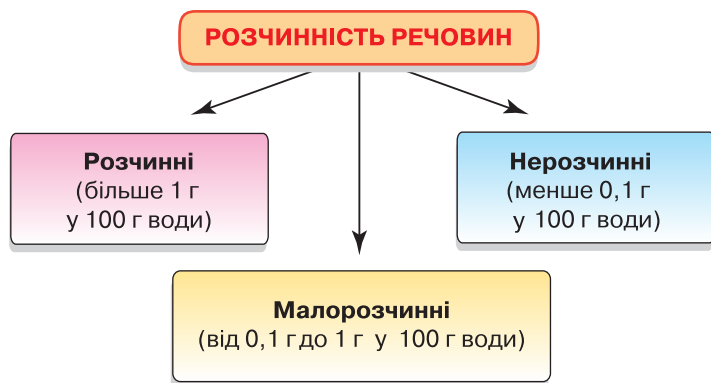
Наприклад, розчинність кухонної солі 35,9 г за температури $+20\text{ }^{\circ}\text{C}$ означає, що у 100 г води за цієї температури можна розчинити щонайбільше 35,9 г цієї речовини. Розчин, виготовлений у такий спосіб, буде **насиченим** за температури $+20\text{ }^{\circ}\text{C}$. Додаткові порції солі в ньому за цієї температури розчинити 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 $+20\text{ }^{\circ}\text{C}$, тверді та рідкі речовини умовно класифікують на **розчинні**, **малорозчинні** та **нерозчинні**.

Класифікація речовин за розчинністю

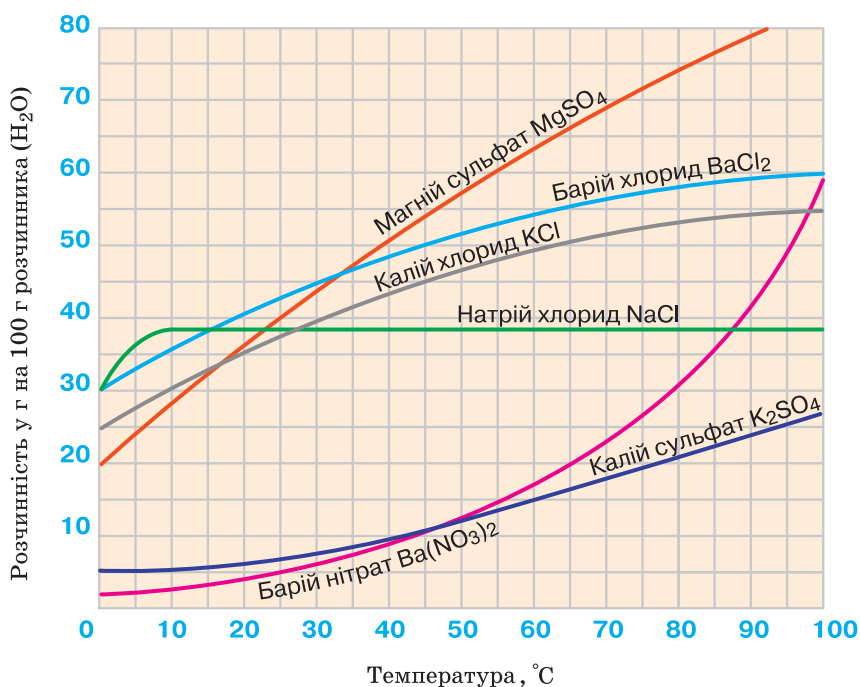


Визначивши розчинність основ, кислот і солей у воді за температури $+20\text{ }^{\circ}\text{C}$ — $+25\text{ }^{\circ}\text{C}$, уклали таблицю їх розчинності. Ознайомтеся з цією таблицею та її умовними позначеннями на форзаці 2 підручника. Надалі ви часто нею користуватиметеся.

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

Як видно з таблиці, 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 відкорковують, 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.



СТОРІНКА 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.

- **Насичений розчин** — це розчин, у якому за даних умов розчинено максимально можливу масу розчиненої речовини.
- Межею розчинності речовини є її вміст у розчині. Розчинність речовини обчислюють зазвичай у грамах на 100 г розчинника.



СТОРІНКА 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 розчиняти 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 розчиняти 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 $+80\text{ }^\circ\text{C}$ розчину охолодити до температури $+20\text{ }^\circ\text{C}$;
 - б) яку масу натрій хлориду необхідно розчинити у 135,9 г насиченого за температури $+20\text{ }^\circ\text{C}$ розчину, щоб виготовити насичений при $+100\text{ }^\circ\text{C}$ 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 поверхня поділу.

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

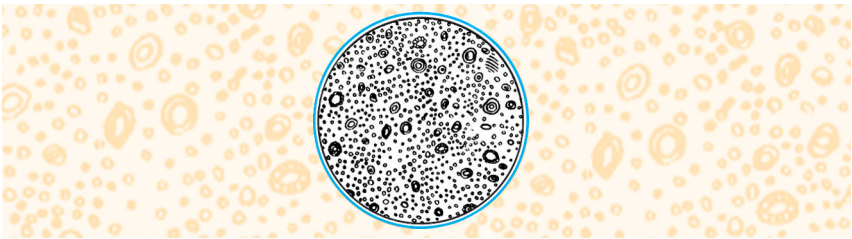
▲ *Поміркуйте й назвіть, що у наведених на малюнку 14 прикладах дисперсних систем є дисперсною фазою, а що — дисперсним середовищем.*

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

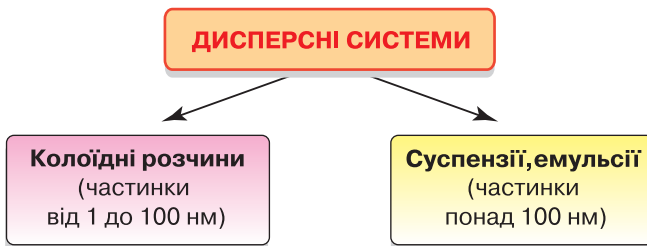


Мал. 15. Краплина молока під мікроскопом

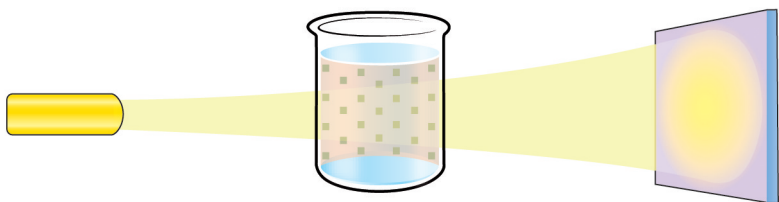
На схемі 8 подано класифікацію дисперсних систем, а в дужках зазначено розміри частинок дисперсної фази в нанометрах ($1 \text{ нм} = 10^{-9} \text{ м}$).

С х е м а 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 Тіндаля (названо на честь англійського фізика Джона Тіндаля, який його відкрив і пояснив).

Колоїдні розчини відіграють важливу роль у життєдіяльності організмів — цитоплазма 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, цукровій 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.



СТОРІНКА 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 промोकальним 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.



СТОРІНКА 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:

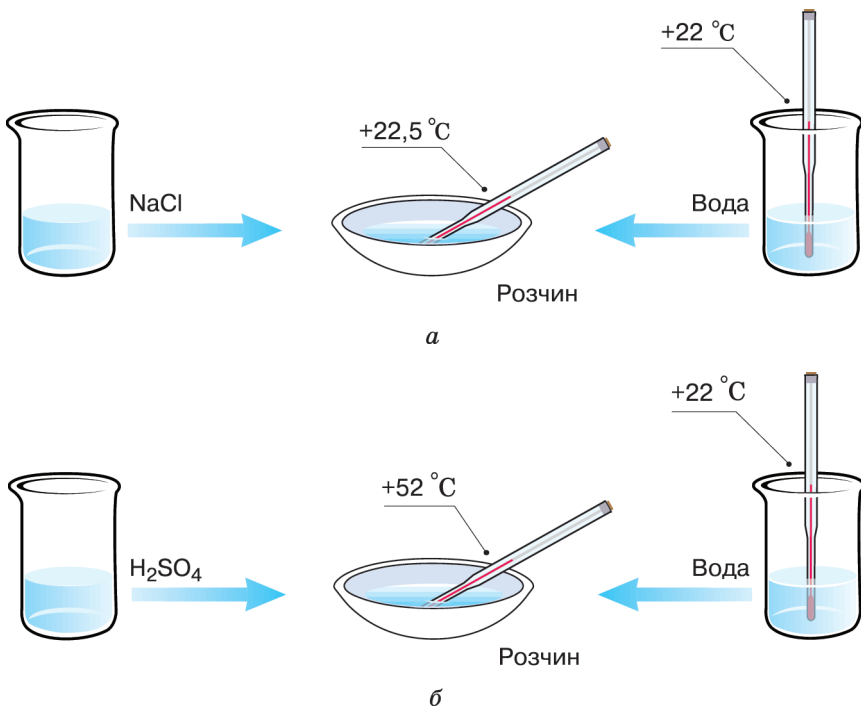
Характерні ознаки	Істинний розчин	Колоїдний розчин	Суспензія
Розмір частинок			
Можливість виявлення оптичними приладами			
Можливість виявлення візуально			
Проникнення частинок крізь паперовий фільтр			

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:
a — 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, *a*). 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 досліди, 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 дослідях 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. *Поясніть, 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.

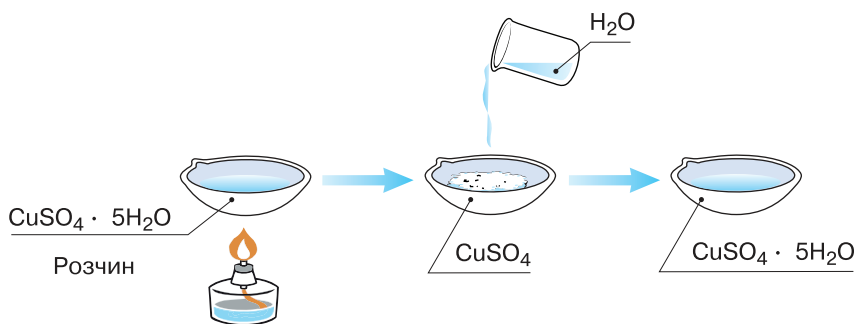
Відносна молекулярна та молярна маси кристалогідратів, як і будь-яких інших речовин, обчислюються як сума відносних атомних мас елементів, що входять до їх складу, наприклад:

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

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

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

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.

ЛІДІБ'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 теплоотою, що поглинається, та теплоотою, 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 го 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.