ВИДАВНИЦТВО
РАНОК

О. В. Григорович

Інтернет-підтримка

ХІМІЯ

9

КЛАС

О. В. Григорович

ХІМІЯ

9 КЛАС

Підручник для 9 класу
загальноосвітніх навчальних закладів

Харків
Видавництво «Ранок»
2017

УДК [54:37.016](075)
ББК 24.1я721
Г 83

Григорович О. В.
Г 83 Хімія : підруч. для 9 класу загальноосвіт. навч. закл. / О. В. Григорович. — Х. : Вид-во «Ранок», 2017.
ISBN

УДК [54:37.016](075)
ББК 24.1я721

Навчальне видання
ГРИГОРОВИЧ Олексій Владиславович
«ХІМІЯ»
підручник для 9 класу загальноосвітніх навчальних закладів

Редактор *Мишиньова Т. М.* Технічний редактор *Цибань А. О.*

Підписано до друку __.__._____.Формат 70×90/16. Гарнітура Шкільна. Ум. друк. арк. ___.
Обл.-вид. арк. ___. Наклад _____. Зам. _____

ТОВ Видавництво «Ранок».
Свідоцтво ДК № 5215 від 22.09.2016. 61071 Харків, вул. Кібальчича, 27, к. 135.
Адреса редакції: 61145 Харків, вул. Космічна 21-а, 7 поверх.
E-mail: office@ranok.com.uaТел. (057) 719-48-65, тел./факс (057) 719-58-67.
www.ranok.com.ua

Інтернет-підтримка
Для користування електронними додатками до підручника увійдіть на сайт interactive.ranok.com.ua

Служба технічної підтримки:
тел. (098) 037-54-68, (057) 719-48-65
(понеділок–п'ятниця з 10.00 до 18.00)
E-mail: interactive@ranok.com.ua

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

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

Марія Склодовська-Кюрі,
двічі лауреат Нобелівської премії

Шановні дев'ятикласники!

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

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

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

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

У кінці підручника є словник термінів, алфавітний покажчик, додатки з корисною інформацією та відповіді до розрахункових задач.

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

Бажаю успіхів у вивченні хімії!

Автор

Електронний додаток до підручника

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

Для роботи з електронним додатком виконайте такі дії:

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

Умовні позначення

— важлива інформація, яку необхідно запам'ятати;

— рубрика «Дізнайтеся більше»;

— рубрика «Цікавий факт»;

— висновки до параграфа;

— контрольні запитання;

— завдання для закріплення знань;

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

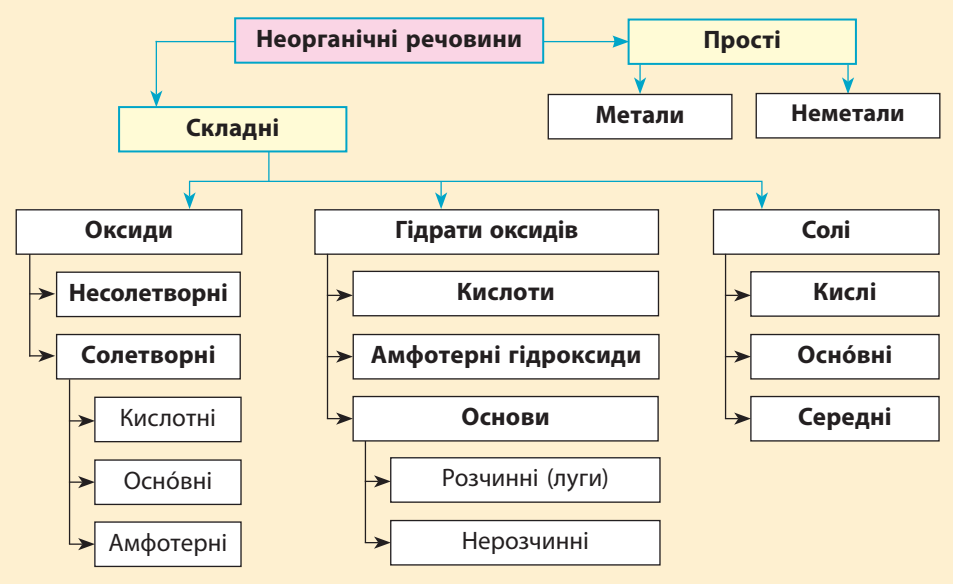
ПОВТОРЕННЯ НАЙВАЖЛИВІШИХ ПИТАНЬ КУРСУ ХІМІЇ 8 КЛАСУ

§ 1. Склад і властивості основних класів неорганічних сполук

Класифікація неорганічних сполук

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

Схема 1. Основні класи неорганічних сполук



Оксиди

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

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

Загальна формула оксидів:

$$\boxed{E_xO_y}$$

Основні характеристики оксидів наведено в таблиці 1.

Таблиця 1. Загальна характеристика оксидів

Оксиди	Характеристика	Хімічні елементи, що утворюють оксид
Солетворні: осно́вні	Оксиди, гідрати яких є основами	Металічні елементи у ступені зазвичай +1 або +2: Na_2O, FeO, CaO
кислотні	Оксиди, гідрати яких є кислотами. Їх називають ангідридами кислот	Неметалічні елементи: CO_2, SO_2, SO_3, N_2O_5. Металічні елементи зі ступенем окиснення вище за +3: CrO_3, Mn_2O_7, PbO_2
амфотерні	Оксиди, гідрати яких є амфотерними гідроксидами	Деякі металічні елементи з проміжними між металічними та неметалічними властивостями: Al_2O_3, BeO, ZnO, Fe_2O_3, Cr_2O_3
Несолетворні	Оксиди, яким не відповідають ані кислотні, ані осно́вні речовини	Деякі неметалічні елементи в проміжних ступенях окиснення: N_2O, NO, CO, SiO

Залежно від того, до якої групи належить оксид, він виявляє різні хімічні властивості (табл. 2).

Таблиця 2. Хімічні властивості оксидів*

Осно́вні	Амфотерні	Кислотні
Взаємодія з кислотами й основами		
Взаємодіють з кислотами з утворенням солі й води: $CaO + 2HCl = CaCl_2 + H_2O$ Не взаємодіють з основами	Взаємодіють з кислотами й основами з утворенням солі й води: $ZnO + 2HCl = ZnCl_2 + H_2O$ $ZnO + 2NaOH = Na_2ZnO_2 + H_2O$	Взаємодіють з основами з утворенням солі й води: $SO_3 + Ca(OH)_2 = CaSO_4 + H_2O$ Не взаємодіють з кислотами

* Хімічні властивості несолетворних оксидів ви вивчатимете в 10 класі.

Закінчення таблиці

Осно́вні	Амфотерні	Кислотні
Взаємодія з водою		
Оксиди лужних і лужноземельних елементів взаємодіють з водою з утворенням лугів: $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$ Інші оксиди з водою не реагують: $FeO + H_2O \neq$	Не взаємодіють з водою	Взаємодіють з водою з утворенням кислоти (за винятком силіцій(IV) оксиду): $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$ $SiO_2 + H_2O \neq$
Взаємодія з оксидами		
Взаємодіють з кислотними оксидами з утворенням солі: $CaO + CO_2 = CaCO_3$ Не взаємодіють з осно́вними оксидами	Взаємодіють з кислотними й осно́вними оксидами та між собою: $ZnO + SiO_2 = ZnSiO_3$ $ZnO + CaO = CaZnO_2$ $ZnO + Al_2O_3 = Zn(AlO_2)_2$	Взаємодіють з осно́вними оксидами з утворенням солі: $SO_3 + CaO = CaSO_4$ Не взаємодіють з кислотними оксидами

Кислоти

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

Загальна формула кислот:

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

За різними ознаками кислоти класифікують на групи:

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

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

Основні хімічні властивості кислот наведено в таблиці 3.

Таблиця 3. Хімічні властивості кислот

Хімічні властивості	Рівняння реакцій
Змінюють забарвлення індикаторів (табл. 4)	
Взаємодіють з металами, розташованими в ряду активності лівіше від водню	$H_2SO_4 + Zn = ZnSO_4 + H_2\uparrow$
Взаємодіють з осно́вними оксидами з утворенням солі й води	$H_2SO_4 + FeO = FeSO_4 + H_2O$
Взаємодіють з основами з утворенням солі й води	$H_3PO_4 + 3NaOH = Na_3PO_4 + 3H_2O$ $H_2SO_4 + Fe(OH)_2 = FeSO_4 + 2H_2O$
Взаємодіють із солями, якщо в результаті реакції виділяється газ, утворюється осад або вода	$H_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4\downarrow + 2HCl$ $2HCl + Na_2SiO_3 = H_2SiO_3\downarrow + 2NaCl$ $2HBr + FeS = FeBr_2 + H_2S\uparrow$ $2HI + CaCO_3 = CaI_2 + CO_2\uparrow + H_2O$

Таблиця 4. Забарвлення деяких індикаторів у розчинах з різним середовищем

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

Основи

Основи — сполуки, що складаються з йонів металічного елемента та одного або декількох гідроксид-іонів OH^-.

Загальна формула основ:

Металічний елемент $(OH)_n$

За розчинністю у воді основи класифікують на дві групи:

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

Основи зазвичай виявляють властивості, протилежні кислотам, тобто взаємодіють з речовинами з кислотними властивостями (табл. 5).

Таблиця 5. Хімічні властивості основ

Луги	Нерозчинні гідроксиди
Змінюють забарвлення індикаторів (табл. 4)	Не змінюють забарвлення індикаторів
Взаємодіють з кислотами з утворенням солі й води (реакція нейтралізації): $2KOH + H_2SO_4 = K_2SO_4 + 2H_2O$	Взаємодіють з кислотами з утворенням солі й води: $Fe(OH)_2 + H_2SO_4 = FeSO_4 + 2H_2O$
Взаємодіють з кислотними оксидами: $2NaOH + CO_2 = Na_2CO_3 + H_2O$	Взаємодіють з кислотними оксидами, що є ангідридами сильних кислот: $Cu(OH)_2 + SO_3 = CuSO_4 + H_2O$
Взаємодіють з амфотерними оксидами й гідроксидами: $2NaOH + ZnO \overset{t}{=} Na_2ZnO_2 + H_2O$ (під час нагрівання) $KOH + Al(OH)_3 = KAl(OH)_4$ (у розчині)	Взаємодіють з амфотерними оксидами й гідроксидами під час сплавляння: $Fe(OH)_2 + ZnO \overset{t}{=} FeZnO_2 + H_2O$ $Fe(OH)_2 + 2Al(OH)_3 \overset{t}{=} Fe(AlO_2)_2 + 4H_2O$
Взаємодіють з розчинами солей, якщо утворюється нерозчинна речовина (випадає осад): $2NaOH + CuSO_4 = Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$	Із розчинами солей зазвичай не взаємодіють
Гідроксиди лужних елементів стійкі до нагрівання (не розкладаються). Гідроксиди лужноземельних елементів розкладаються, але за значно більшої температури, ніж нерозчинні гідроксиди: $Ca(OH)_2 \overset{t}{=} CaO + H_2O$	Під час нагрівання розкладаються з утворенням оксиду та води: $Fe(OH)_2 \overset{t}{=} FeO + H_2O$

Солі

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

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

Загальна формула солей:

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

Солі зазвичай вступають у реакції обміну з іншими речовинами (табл. 6). Реакції обміну відбуваються за умови, якщо в результаті взаємодії утворюється осад, газ чи вода.

Таблиця 6. Хімічні властивості солей*

Хімічні властивості	Рівняння реакцій
Взаємодіють з кислотами, якщо утворюється слабкіша чи нестійка кислота або осад	$FeS + 2HCl = FeCl_2 + H_2S\uparrow$ $CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + CO_2\uparrow + H_2O$ $BaCl_2 + H_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2HCl$ $Na_2SiO_3 + 2HCl = 2NaCl + H_2SiO_3\downarrow$
Розчинні солі взаємодіють з лугами, якщо утворюється осад	$CuCl_2 + 2NaOH = Cu(OH)_2\downarrow + 2NaCl$
Розчинні солі вступають у реакції обміну одна з одною, якщо утворюється осад	$AgNO_3 + NaCl = AgCl\downarrow + NaNO_3$ $BaCl_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2NaCl$ $CaCl_2 + Na_2CO_3 = CaCO_3\downarrow + 2NaCl$
Розкладаються під час нагрівання, якщо утворюються леткі оксиди	$CaCO_3 \xrightarrow{t} CaO + CO_2\uparrow$ $CuSO_4 \xrightarrow{t} CuO + SO_3\uparrow$ $2Cu(NO_3)_2 \xrightarrow{t} 2CuO + 4NO_2\uparrow + O_2\uparrow$
Активніші метали здатні витісняти менш активні метали із розчинів солей	$CuSO_4 + Fe = FeSO_4 + Cu\downarrow$

Контрольні запитання

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

Завдання для засвоєння матеріалу

5. Складіть назви сполук: P_2O_5, SO_2, Na_2O, MgO, CaO, Mn_2O_7, SnO_2, I_2O_5, CrO_3, Cu_2O, FeO, Fe_2O_3, PbO, K_2SO_4, $Cr(NO_3)_3$, $MgCl_2$, $CuSO_4$, $SnCl_2$, $AgNO_3$, $AlPO_4$, $BaSO_3$, BaS, $BaSO_4$, Na_2SiO_3, $NaBr$, $MnSO_4$, Ag_2S, $Mg_3(PO_4)_2$, $Cr(OH)_3$, $Co(OH)_2$, $Fe(OH)_2$ $CuOH$. Укажіть ступені окиснення елементів.

* У 9 класі вивчають властивості тільки середніх солей.

6. Складіть формули таких оксидів: калій оксид, фосфор(III) оксид, аргентум(I) оксид, ферум(II) оксид, хлор(IV) оксид, нітроген(V) оксид, цинк оксид, аурум(III) оксид.

7. Запишіть формули хлоридної, сульфатної, ортофосфатної, карбонатної, силікатної, сульфідної та нітратної кислот. Підкресліть кислотні залишки.

8. Запишіть формули гідроксидів Калію, Магнію, Станум(II), Цинку, Алюмінію, Купруму(II), Барію. Підкресліть формули лугів.

9. Доповніть схеми реакцій, доберіть коефіцієнти, запишіть назви продуктів реакції:

а) $\ldots + H_2O \rightarrow Ba(OH)_2$; в) $\ldots \rightarrow CO_2 + H_2O$; д) $SO_2 + H_2O \rightarrow \ldots$;

б) $Fe(OH)_3 \rightarrow \ldots + H_2O$; г) $K_2O + H_2O \rightarrow \ldots$; е) $H_2SiO_3 \rightarrow SiO_2 + \ldots$.

10. Складіть рівняння реакцій між кислотою та гідроксидом, у результаті яких утворюються такі солі: K_2SO_4, $Mg(NO_3)_2$, $ZnSO_4$, $CaCl_2$, $Al(NO_3)_3$.

11. Складіть рівняння реакцій, що відповідають таким перетворенням:

а) $Mg \rightarrow MgSO_4 \rightarrow Mg(NO_3)_2 \rightarrow MgCO_3$;

б) $Cu \rightarrow CuO \rightarrow Cu(NO_3)_2 \rightarrow Cu$;

в) $BaO \rightarrow BaCl_2 \rightarrow BaSO_4$;

г) $Ca \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaO \rightarrow CaCl_2 \rightarrow CaCO_3$;

д) $Al \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow AlCl_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Na_3AlO_3$.

12. У побуті досить часто використовують ті чи інші неорганічні речовини. Які з них траплялися вам на кухні або в інших місцях вашої оселі? До яких класів неорганічних сполук вони належать?

13. Порівняйте об'єм сульфур(IV) оксиду (н. у.), який можна добути із сірки масою 480 г та натрій сульфіту масою 630 г.

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

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

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

§ 2. Хімічний зв'язок і будова речовини

Пригадайте:

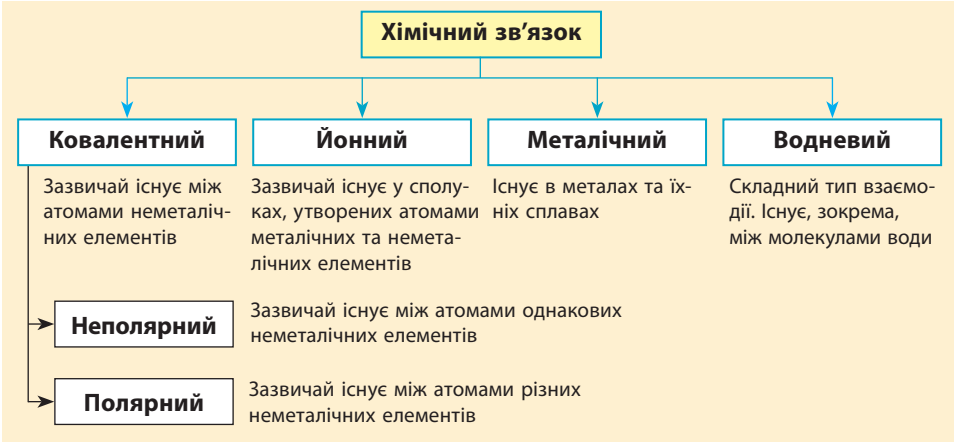
- електронегативність — це здатність атомів притягувати спільну електронну пару;
- атоми з більшою електронегативністю сильніше притягують електронну пару;
- найбільша електронегативність у атомів Флуору, найменша — Францію;
- зі збільшенням порядкового номера елементів у періодах електронегативність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

Хімічний зв'язок, типи хімічного зв'язку

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

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

Схема 2. Типи хімічного зв'язку



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

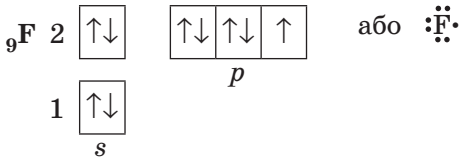
Ковалентний зв'язок

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

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

Для зображення хімічного зв'язку електрони зовнішнього енергетичного рівня (валентні електрони) позначають крапкою. Такі формули називають ***електронними формулами***, або ***формулами Льюїса***.

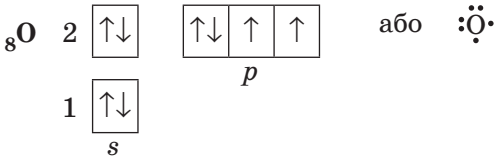
Розгляньмо процес утворення зв'язку в молекулі фтору F_2. Атом Флуору містить на зовнішньому рівні сім електронів — три електронні пари й один неспарений електрон:



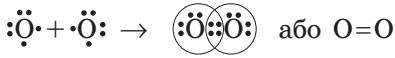
До завершення зовнішнього рівня атому Флуору бракує одного електрона, тому кожний з атомів надає в «спільне користування» по одному неспареному електрону. Спільну електронну пару, що при цьому утворюється, позначають рискою — у такий спосіб складають ***структурні формули***:

У молекулі фтору F_2 атоми Флуору утворюють одну спільну електронну пару. Таким чином, кожний з атомів має на зовнішньому рівні по вісім електронів (октет), з яких два є спільними, а шість (три пари) не беруть участі в утворенні хімічного зв'язку й належать самому атому (неподілені електронні пари). При цьому кожний атом Флуору набуває електронної конфігурації найближчого інертного елемента (Неону).

У разі взаємодії двох атомів, кожний з яких має кілька неспарених електронів, одночасно утворюється кілька спільних електронних пар. Прикладом є молекула кисню O_2. В атомі Оксигену на зовнішньому рівні є шість електронів: дві електронні пари і два неспарені електрони.



Ці неспарені електрони беруть участь в утворенні двох спільних електронних пар:



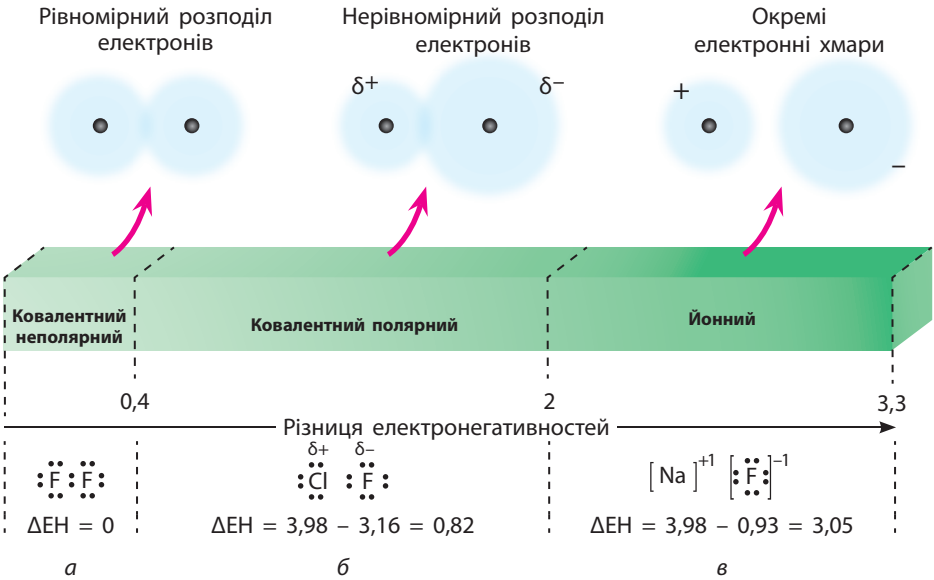
Завдяки цьому кожний атом Оксигену отримує завершений зовнішній енергетичний рівень із восьми електронів (октет). Такий хімічний зв'язок називають ***подвійним*** і позначають двома рисками. Число спільних електронних пар між атомами характеризує ***кратність зв'язку***.

Полярний і неполярний ковалентний зв'язок

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

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

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

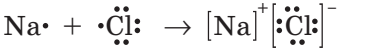


Мал. 2.1. Залежність типу зв'язку від різниці електронегативностей елементів: *а* — ковалентний неполярний; *б* — ковалентний полярний; *в* — йонний

Оскільки в молекулі з'являються полюси електричного заряду, такий ковалентний зв'язок називають ***полярним***. За значеннями електронегативностей елементів (див. форзац 1) можна визначити тип ковалентного зв'язку: чим більшою є різниця електронегативностей (ΔЕН), тим більш полярним є зв'язок (мал. 2.1).

Йонний зв'язок

Йонний зв'язок принципово відрізняється від ковалентного: у речовинах з йонним зв'язком частинки не з'єднані жорстко одна з одною спільною електронною парою, а притягуються силами електростатичної взаємодії. Наприклад, під час взаємодії атомів Натрію та Хлору утворюються йони Натрію Na^+ та хлорид-іони Cl^-:



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

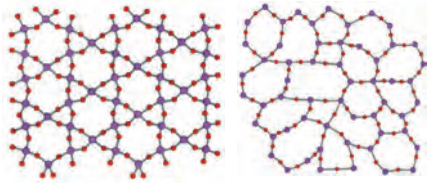
Йонний зв'язок утворюється між атомами елементів зі значною різницею електронегативностей. Зазвичай він існує в речовинах, утворених типовими металічними та неметалічними елементами. Умовно вважають, що зв'язок є йонним, якщо різниця електронегативностей двох елементів більша за 2 (мал. 2.1).

Будова твердих речовин та їхні властивості

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

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

Переважна більшість твердих речовин мають кристалічну будову.



а *б*

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

Кристалічний стан характеризується впорядкованим розташуванням частинок. У кристалічних речовинах частинки, з яких побудовані кристали, розміщені в просторі в чіткому порядку й утворюють просторові *кристалічні ґратки*.

Залежно від типу частинок, що утворюють кристал, та від типу хімічного зв'язку між ними розрізняють чотири типи кристалічних ґраток: металічні, йонні, молекулярні й атомні. Тип кристалічних ґраток значною мірою зумовлює фізичні властивості речовин (табл. 7).

Таблиця 7. Кристалічні ґратки та властивості речовин*

Характеристика речовини	Тип кристалічних ґраток		
	Йонні	**Молекулярні**	**Атомні**
Хімічні елементи, що утворюють речовину	Типові металічні й неметалічні елементи	Однакові або різні неметалічні елементи	Однакові або різні неметалічні елементи
Тип частинок у вузлах ґраток	Різнойменно заряджені йони	Молекули речовин, що слабко притягуються одна до одної	Атоми, що міцно сполучені один з одним
Тип хімічного зв'язку	Йонний	Ковалентний (полярний і неполярний) у молекулах та слабка взаємодія між молекулами	Ковалентний (полярний і неполярний)
Приклади речовин	Натрій хлорид, калій оксид, алюміній сульфат й інші солі, гідроксиди та оксиди металічних елементів	Із *ковалентним неполярним зв'язком*: кисень, хлор, бром, йод, азот, сірка, білий фосфор; із *ковалентним полярним*: гідроген галогеніди (HF, HCl, HBr, HI), вода, вуглекислий газ, амоніак, цукор	Із *ковалентним неполярним зв'язком*: алмаз, графіт, силіцій, германій тощо; із *ковалентним полярним*: кварц — силіцій(IV) оксид, алюміній оксид

* Речовини з металічними ґратками ви вивчатимете в 10 класі.

Закінчення таблиці

Характеристика речовини	Тип кристалічних ґраток		
	Йонні	**Молекулярні**	**Атомні**
Температури плавлення та кипіння	Високі	Низькі	Дуже високі
Агрегатний стан за звичайних умов	Тверді речовини	Гази, рідини або легкоплавкі тверді речовини	Тверді речовини
Леткість	Нелеткі	Леткі, можуть мати запах	Нелеткі
Твердість, пластичність	Тверді, крихкі, непластичні	Крихкі, непластичні	Дуже тверді, непластичні, іноді крихкі
Здатність проводити електричний струм	У твердому стані не проводять, а розплави та розчини — проводять	У твердому стані не проводять, розчини деяких (наприклад, гідроген галогенідів) проводять	Більшість не проводять, деякі є провідниками (графіт) або напівпровідниками (германій)
Розчинність	Багато з них розчиняються у воді	Розчиняються у воді або в інших розчинниках	Не розчиняються у воді та в інших розчинниках

Контрольні запитання

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

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

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

20. Наведіть по одному прикладу молекул з одинарним, подвійним і потрійним ковалентними зв'язками.

21. Сформулюйте дві відмінності йонного зв'язку від ковалентного.

22. Назвіть спільні ознаки речовин, що перебувають у твердому агрегатному стані.

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

24. Які типи кристалічних ґраток розрізняють?

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

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

Завдання для засвоєння матеріалу

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

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

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

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

31. Із наведеного переліку випишіть окремо формули сполук, в яких хімічний зв'язок: а) ковалентний неполярний; б) ковалентний полярний; в) йонний.

H_2, HBr, Na_2O, CaO, CO_2, CO, O_2, NO_2, K_3N, NH_3, N_2, NF_3, F_2, OF_2, MgF_2.

32. Поясніть, чому кварц SiO_2 і вуглекислий газ CO_2 мають зовсім різні фізичні властивості, незважаючи на подібний склад.

33. Із наведеного переліку випишіть окремо формули речовин, що в твердому агрегатному стані мають кристалічні ґратки: а) атомні; б) йонні; в) молекулярні.

$CaBr_2$, O_2, CuO, Br_2, C (алмаз), $NaNO_3$, HCl, $Fe_2(SO_4)_3$, CO_2, H_2O.

34. Білий фосфор плавиться за температури 44 °C, а червоний фосфор — за значно вищої температури. Який висновок можна зробити щодо типів їхніх кристалічних ґраток?

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

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

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

ТЕМА 1. РОЗЧИНИ

У цьому розділі ви дізнаєтеся…
- що розчини є складними системами;
- які існують розчини;
- чим розчини відрізняються від механічних сумішей;
- яке значення розчинів у нашому житті;
- що наше тіло фактично є колоїдним розчином;
- чому не всі речовини розчиняються у воді;
- фізичним чи хімічним явищем є розчинення;
- чому іноді під час розчинення речовин розчини можуть закипати або замерзати;
- як відображають кількісний склад розчинів;
- чому розчини деяких речовин проводять електричний струм;
- як відбуваються хімічні реакції в розчинах;
- що позначають загадковим символом pH.

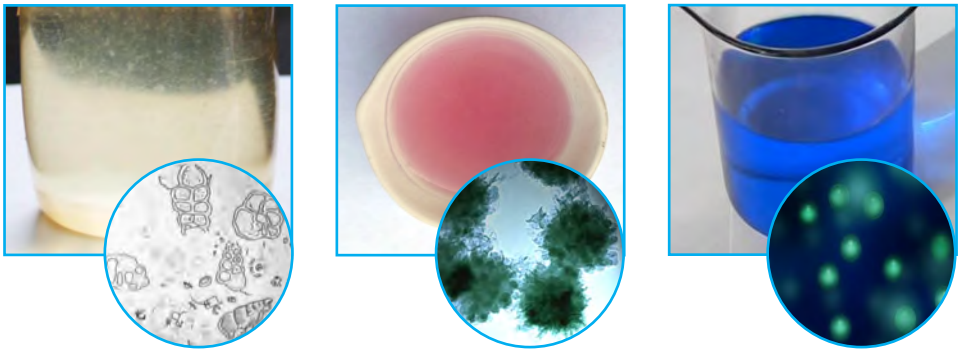
§ 3. Поняття про дисперсні системи. Колоїдні та істинні розчини

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

Поняття про дисперсні системи

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

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



а *б* *в*

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

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

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

Залежно від розміру частинок (подрібнення) речовин, що змішуються, розрізняють такі типи дисперсних систем:

- зависі (грубодисперсні системи);
- колоїдні розчини, або золі (високодисперсні системи);
- істинні розчини.

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

Властивості різних дисперсних систем наведено в таблиці 8.

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

Таблиця 8. Порівняння властивостей дисперсних систем

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

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

а *б*

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

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

Мал. 3.4. Гель — колоїдна система, в якій колоїдні частинки втратили здатність вільно переміщуватися в розчині

Молекули деяких речовин, наприклад крохмалю або білків, мають дуже великі розміри — як декілька тисяч звичайних молекул. Розчини таких речовин також є колоїдними. Уже за малих концентрацій вони можуть перетворити розчин на густий *гель* (мал. 3.4). Гель утворюється, коли водний розчин містить згущувач — його називають гелеутворювачем. Із харчових гелеутворювачів найбільш відомі агар-агар і желатин. Агар-агар одержують із морських водоростей, а желатин міститься у тваринних рештках: кістках, хрящах, копитах.

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

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

Газована вода — гідрозоль вуглекислого газу в напої

Дим — аерозоль твердих частинок у повітрі

Туман — аерозоль крапель води в повітрі

Відомий український і радянський учений, академік НАН України, член-кореспондент АН СРСР, один із засновників колоїдної хімії в СРСР. 1903 року закінчив Київський політехнічний інститут. Його дипломна робота «Колоїдальне срібло» привернула увагу Д. І. Менделєєва, який був присутній на захисті. Із 1945 року очолював Інститут загальної та неорганічної хімії в Києві. Удосконалив методи дослідження колоїдної хімії, розробив метод визначення розмірів колоїдних частинок ультрацентрифугуванням. Створив науковий напрямок застосування колоїдної хімії в харчових технологіях: хлібопеченні, виробництві цукру, вина, пива, дріжджів, кондитерських виробів. Його ім'ям названо Інститут колоїдної хімії та хімії води НАН України.

Антон Володимирович Думанський
(1880–1967)

Істинні розчини

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

Розчин може бути забарвленим, як, наприклад, розчин мідного купоросу (мал. 3.5), або безбарвним, як розчини кухонної солі та цукру. Але істинний розчин завжди прозорий і в закритій посудині може зберігатися як завгодно довго (за умови, що розчинена речовина не вступає з водою в хімічну реакцію й не розкладається).

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

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

Мал. 3.5. В істинних розчинах окремих компонентів не помітно: після розчинення мідного купоросу у воді розчин набуває синього забарвлення і залишається прозорим

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

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

Як відрізнити істинний розчин від колоїдного?

Незважаючи на зовнішню прозорість істинних і колоїдних розчинів, їх усе ж таки можна розрізнити за допомогою простого досліду: усі колоїдні розчини розсіюють світло. Якщо в затемненій кімнаті крізь склянку з колоїдним розчином пропустити промінь світла, наприклад, від звичайної лазерної указки, то цей промінь у склянці добре помітний (мал. 3.6). Це пов'язано з тим, що під час проходження променя крізь колоїдний розчин на шляху світла трапляються колоїдні частинки і промінь розсіюється. Цей ефект називають *ефектом Тіндаля* на честь англійського вченого Джона Тіндаля, який його відкрив. Такий самий ефект ми спостерігаємо, коли промінь світла пробивається крізь фіранки в затемнену запилену кімнату. Істинні розчини такого ефекту не виявляють. Світловий промінь проходить крізь нього без будь-яких перешкод, оскільки частинки речовини настільки малі, що не розсіюють світла, тож промінь світла, пропущений крізь склянку з істинним розчином, побачити неможливо.

Мал. 3.6. Ефект Тіндаля: у разі пропускання світла крізь істинний розчин промінь не розсіюється, на відміну від проходження крізь колоїдний розчин

Значення розчинів у природі та житті людини

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

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

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

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

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

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

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

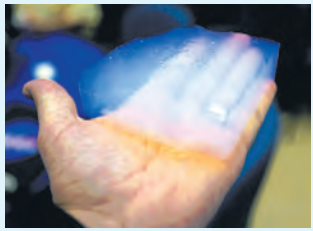
Висновки

1. Суміші, в яких одна речовина рівномірно розподілена в іншій, називають дисперсними системами. За ступенем подрібнення речовин розрізняють дисперсні системи: зависі, колоїдні та істинні розчини.
2. Дисперсні системи розрізняють за їхніми оптичними властивостями: зависі — мутні або непрозорі, колоїдні розчини — прозорі, але розсіюють промінь світла, істинні розчини так само прозорі, але не розсіюють світло.
3. У грубодисперсних системах речовини подрібнені до невеликих частинок, що складаються з великої кількості молекул і помітні неозброєним оком. У колоїдних розчинах частинки подрібненої речовини складаються з великої кількості молекул чи йонів, але значно меншої, ніж у грубодисперсних системах. В істинних розчинах речовини подрібнені до окремих молекул або йонів.
4. Речовину, що міститься в розчині в надлишку й перебуває в тому самому агрегатному стані, що й розчин, називають розчинником. Інші компоненти називають розчиненими речовинами. На практиці мають справу переважно з розчинами, в яких розчинником є вода.

Лінгвістична задача

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

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



Контрольні запитання

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

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

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

41. Чи можна суміш із двох газів назвати розчином? Чому?

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

Завдання для засвоєння матеріалу

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

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

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

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

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

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

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

ДОМАШНІЙ ЕКСПЕРИМЕНТ

Виготовлення колоїдних розчинів (желе, кисіль тощо)

Вам знадобляться: невелика каструля, склянка, вода, желатин, картопляний або кукурудзяний крохмаль, куряче яйце, чай, кава, побутова лазерна указка.

Правила безпеки:

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

1. Виготовлення колоїдного розчину із желатину.

У невелику каструлю налийте склянку (0,2 л) води й нагрійте майже до кипіння (80–90 °С). У гарячу воду всипте половину чайної ложки желатину й ретельно перемішайте, поки весь желатин не розчиниться. Колоїдний розчин готовий. Дайте йому охолонути й випробуйте лазерною указкою. Для цього перелийте розчин у прозору склянку і в темній кімнаті спрямуйте промінь указки на розчин так, щоб ви побачили цей промінь збоку. Спрямуйте промінь указки крізь склянку зі звичайною чистою водою. Порівняйте результати.

2. Виготовлення гелю (желе) із желатину.

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

3. Виготовлення крохмального клейстеру.

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

4. Виготовлення колоїдного розчину з яйця.

Візьміть одне куряче яйце й відділіть білок від жовтка. До білка обережно прилийте одну склянку води й обережними рухами перемішуйте впродовж 1–2 хвилин. Утворений розчин перелийте в прозору склянку й випробуйте лазерною указкою.

5. Доведення, що чай і кава — також колоїдні розчини.

Заваріть чай та каву звичайним способом, але дуже розбавлені. Вони мають бути не темно-коричневого, а жовтуватого кольору. Випробуйте отримані розчини лазерною указкою.

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

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

Пригадайте:

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

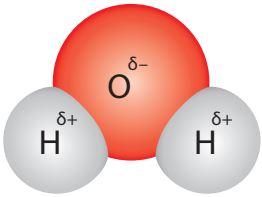
Вода — полярний розчинник

Вода — найпоширеніший розчинник у природі. Можна впевнено стверджувати, що вода є універсальним розчинником. Це не означає, що вона може розчиняти всі існуючі речовини, але серед усіх відомих розчинників вона розчиняє найбільше речовин. Така особливість води як розчинника зумовлена будовою її молекули.

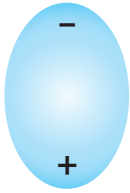
У молекулі води між атомами Оксигену й Гідрогену існує ковалентний полярний зв'язок, завдяки чому на атомі Оксигену з'являється певний негативний електричний заряд, а на атомах Гідрогену — позитивний (мал. 4.1). Отже, молекула води з боку атома Оксигену заряджена негативно, а з боку Гідрогену — позитивно.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

Розчинення речовин у воді

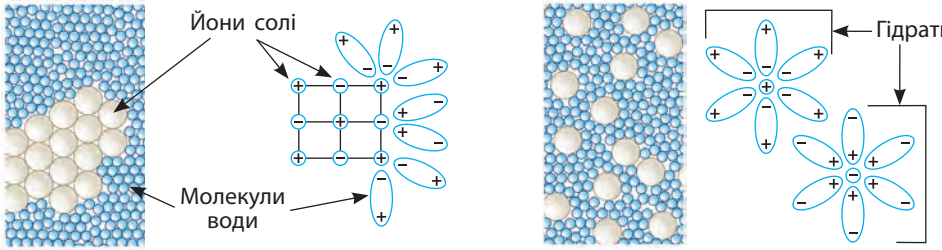
Розглянемо процес розчинення у воді солі — речовини йонної будови. У разі потрапляння кристалу солі у воду молекули води



Мал. 4.1. Модель молекули води



Мал. 4.2. Молекула води є диполем



Мал. 4.3. Розчинення йонного кристала у воді

Мал. 4.4. Розчинення калій перманганату у воді

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

У процесі розчинення речовин можна виділити три стадії:

1) взаємодія частинок речовини з молекулами розчинника — гідратація із подальшим вилученням частинок з кристалу і утворенням гідратів (теплота виділяється);

2) руйнування структури речовини (кристалічних ґраток) (теплота поглинається);

3) розподілення гідратованих частинок у розчиннику — дифузія (процес майже не супроводжується енергетичним ефектом).

Під час розчинення калій перманганату у воді добре видно дифузію забарвленої розчиненої речовини в розчині (мал. 4.4).

Теплові явища під час розчинення речовин

Процес розчинення супроводжується певними тепловими явищами.

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

Залежно від сукупності теплових ефектів на цих двох стадіях процес розчинення відбувається з поглинанням або виділенням теплоти:

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

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

Q(розчинення) = Q(гідратації) − Q(руйнування крист. ґраток):

- якщо Q(гідратації) < Q(руйнування крист. ґраток), то розчин охолоджується;
- якщо Q(гідратації) > Q(руйнування крист. ґраток), то розчин нагрівається.

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

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

а

б

Мал. 4.5. Теплові ефекти під час розчинення: *а* — виділення теплоти; *б* — поглинання теплоти

Як швидше розчинити речовину?

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

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

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

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

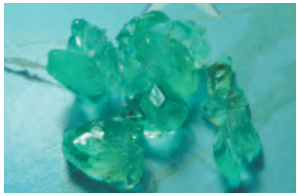
Кристалогідрати

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

Речовин, у складі яких, крім солей, міститься вода, існує доволі багато, усі вони мають кристалічну будову, тому їх називають *кристалогідратами*. Воду, що міститься у складі кристалогідратів, називають *кристалізаційною*.

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

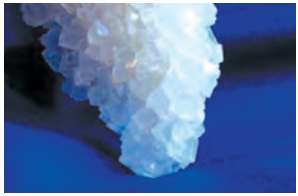
натрій сульфат декагідрат $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ — глауберова сіль



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

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

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



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

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

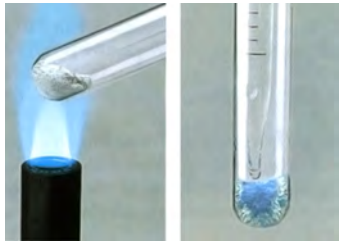
Мал. 4.6. Кристалогідрати

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

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

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

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



а *б*

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

Під час зберігання безводних солей у негерметичних посудинах вони поглинають воду з повітря й перетворюються на кристалогідрати (мал. 4.7, *б*, с. 34). Більшість ґрунтів, порід і мінералів являють собою кристалогідрати різних сполук.

Існування кристалогідратів пояснюється тим, що йонам деяких металічних елементів енергетично вигідніше перебувати у вигляді гідратів, тобто частинок, оточених молекулами води (як у розчинах). Кристалогідрати можуть утворюватися з безводних солей, поглинаючи воду, але найчастіше їх добувають з розчинів солей: під час випадання в осад з розчинів частинки деяких речовин не позбуваються своєї гідратної оболонки і кристалізуються разом із водою. Кристалогідрати є одним із доказів існування процесу гідратації.

Лінгвістична задача

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

Висновки

1. Полярність молекули води зумовлює те, що вода розчиняє багато інших речовин. Молекула води являє собою диполь — частинку з полюсами негативного й позитивного зарядів.
2. Розчинення — це складний фізико-хімічний процес, що складається з трьох стадій: гідратації розчиненої речовини молекулами води, руйнування кристалічних ґраток речовини й дифузії частинок розчиненої речовини.
3. Під час розчинення речовин може поглинатися або виділятися теплота, що є підтвердженням фізико-хімічного характеру процесу розчинення.
4. Кристалогідрати — це кристалічні сполуки, що містять у своєму складі кристалізаційну воду. Кристалогідрати мають сталий склад, чим принципово відрізняються від розчинів.

Контрольні запитання

50. Чому молекула води є полярною?
51. Завдяки чому вода є полярним розчинником?
52. Які частинки називають диполями?
53. Завдяки яким властивостям вода є найкращим розчинником?
54. Опишіть процес розчинення речовин у воді.
55. З яких стадій складається процес розчинення речовин?
56. Чому під час розчинення речовин поглинається або виділяється теплота? Від чого це залежить?
57. До яких процесів — фізичних чи хімічних — належить процес розчинення? Відповідь поясніть.

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

59. Чи можна виділити кристалізаційну воду з кристалогідратів? Яким чином?

Завдання для засвоєння матеріалу

60. Як відрізнити кристалогідрат від безводної солі?

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

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

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

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

65*. У додаткових джерелах знайдіть інформацію та дайте відповідь на запитання: чи відрізняється механізм розчинення молекулярних і йонних речовин? Речовини з яким типом зв'язку краще розчиняються у воді? Відповідь обґрунтуйте.

§ 5. Поняття про водневий зв'язок

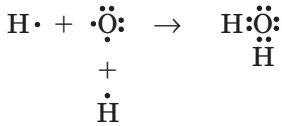
Пригадайте:

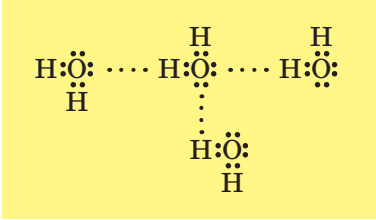
- які існують типи хімічного зв'язку;
- як утворюється ковалентний зв'язок.

Поняття про водневий зв'язок

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

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

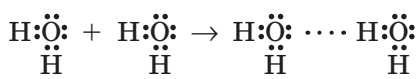




Мал. 5.1. Атоми Гідрогену й Оксигену в молекулі води утворюють водневі зв'язки із сусідніми молекулами

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

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



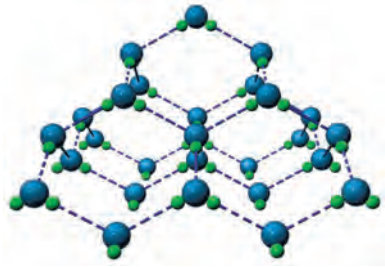
Таку взаємодію називають *водневим зв'язком* і позначають рядом крапок (мал. 5.1). Цей зв'язок не такий міцний, як ковалентний, але його достатньо, щоб утримувати молекули води разом на певній відстані.

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

Вплив водневого зв'язку на фізичні властивості речовин

У воді атом Оксигену завдяки двом неподіленим електронним парам утворює зв'язки з атомами Гідрогену двох сусідніх молекул води. У свою чергу атоми Гідрогену цієї молекули утворюють зв'язки з атомами Оксигену інших молекул води (мал. 5.2). У такий спосіб кожна молекула води може утворити по чотири водневі зв'язки з іншими молекулами води. Це зумовлює специфічні властивості води: у твердому стані густина льоду менша порівняно з рідкою водою (мал. 5.3), тому під час замерзання вода розширюється (мал. 5.4).

Завдяки додатковому зв'язуванню молекул водневими зв'язками вода виявляє певні аномальні фізичні властивості. Так, молекулярні речовини з невеликими молекулярними масами характеризуються низькими температурами кипіння та плавлення. Але завдяки

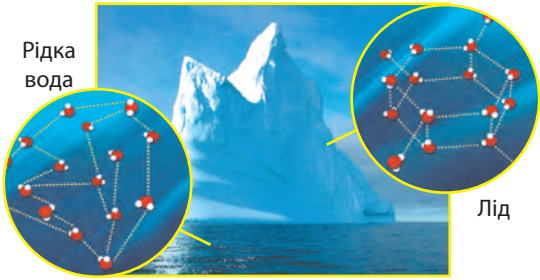


Мал. 5.2. Кристалічні ґратки твердої води: кожна молекула утворює по чотири водневі зв'язки із сусідніми молекулами

Мал. 5.3. Густина льоду менша за густину рідкої води, завдяки чому взимку річки не промерзають наскрізь, а під шаром льоду можуть жити тварини

водневим зв'язкам у води аномальна висока температура кипіння (M_r = 18, $t_{кип.}$ = +100 °C) порівняно, наприклад, із киснем (M_r = 32, $t_{кип.}$ = −183 °C), гідроген сульфідом (M_r = 34, $t_{кип.}$ = −60,8 °C), гідроген йодидом (M_r = 128, $t_{кип.}$ = −35,4 °C). Серед цих речовин у води молекули найлегші, а температура кипіння — найбільша, оскільки на руйнування додаткової взаємодії потрібна додаткова енергія (додаткове нагрівання). Також наявність водневих зв'язків зумовлює великий поверхневий натяг води, завдяки чому багато комах здатні переміщатися по воді (мал. 5.5, с. 38).

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



а

б

Мал. 5.4. У рідкій воді молекули води розташовані невпорядковано та близько одна до одної; у льоду молекули розташовані впорядковано й на більшій відстані, тому лід легший за воду (*а*). Під час замерзання вода розширюється, внаслідок чого закрита скляна пляшка із водою у морозилці лопається (*б*)

Мал. 5.4. Комахи ходять по воді завдяки її великому поверхневому натягу

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

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

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

Висновки

Між молекулами води існує особливий тип зв'язку — водневий. Наявність водневих зв'язків зумовлює аномальні фізичні властивості води (високу температуру плавлення й кипіння та розширення під час замерзання), а також розчинність багатьох речовин.

Контрольні запитання

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

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

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

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

Завдання для засвоєння матеріалу

70*. Використовуючи пластилін або інший матеріал виготовте моделі молекул води та об'єднайте їх водневими зв'язками, як показано на малюнку 5.3. За можливості створіть комп'ютерну модель.

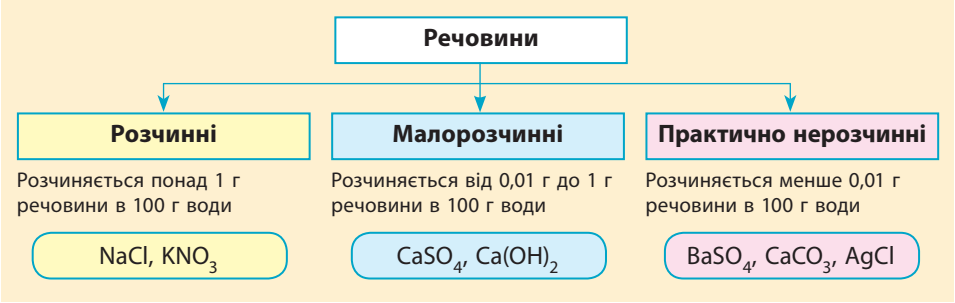
71*. Знайдіть інформацію в додаткових джерелах щодо впливу водневого зв'язку на фізичні властивості речовин та його роль у біологічних системах.

§ 6. Розчинність речовин, її залежність від різних чинників

Розчинність речовин

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

Схема 3. Класифікація речовин за розчинністю у воді



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

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

Межі розчинності речовин

Преважна більшість речовин обмежено розчинні в різних розчинниках. Кількісно їхню розчинність виражають числом, яке показує найбільшу масу речовини, що може розчинитися в 100 г розчинника за певних умов. Цю величину називають ***коефіцієнтом розчинності***, або просто ***розчинністю***. Наприклад, у 100 г води за 20 °C можна розчинити не більше 32 г KNO_3, 36 г NaCl, 0,25 г $CaSO_4$ і лише 0,007 г $CaCO_3$. Ці дані можна знайти в довідниках.

Зверніть увагу: крейда, яку вважають практично нерозчинною, насправді незначною мірою переходить у розчин. Абсолютно нерозчинних речовин не існує. Навіть благородні метали, наприклад срібло, здатні незначною мірою розчинятися.

Деякі рідини, наприклад етиловий спирт, гліцерол, ацетон, сульфатна, нітратна й оцтова кислоти, необмежено розчинні у воді — їх

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

а *б*

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

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

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

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

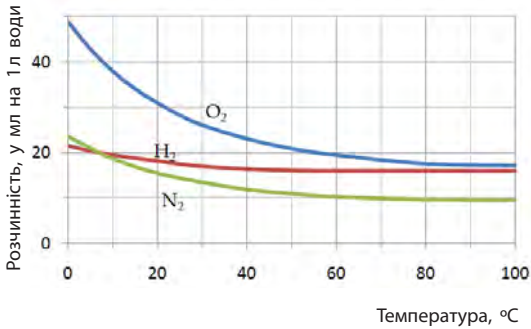
Залежність розчинності речовин від температури

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

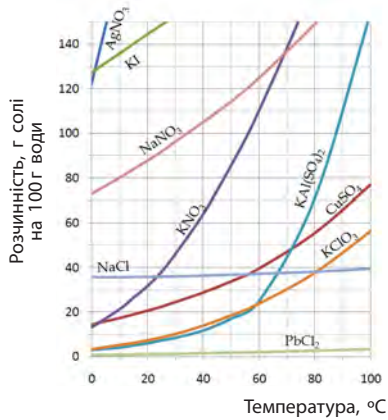
За підвищення температури розчинність:
- твердих і рідких речовин збільшується;
- газуватих речовин зменшується.

Експериментально встановлено, що за температури 0 °С у 100 г води може розчинитися не більше 13 г калійної селітри KNO_3, за 20 °С — 32 г, за 40 °С — 64 г, за 60 °С — 110 г, а за 100 °С — 244 г. Залежність розчинності від температури відображають на *кривих розчинності* (мал. 6.3).

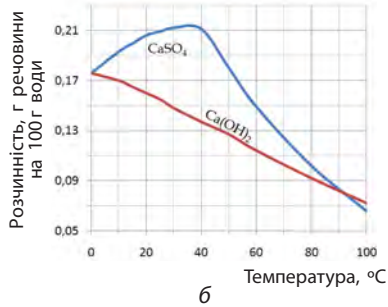
Розчинність *газуватих речовин*, навпаки, із підвищенням температури зменшується (мал. 6.4). Якщо холодну водопровідну воду нагрівати, не доводячи до кипіння, то на дні й стінках посудини утворяться бульбашки повітря, яке було розчинене у воді та почало з неї виділятися.



Мал. 6.4. *Залежність розчинності деяких газів від температури (у мл на 1 л води)*



а



б

Мал. 6.3. Залежність розчинності деяких твердих речовин від температури (у г на 100 г води): *а* — у більшості твердих речовин розчинність збільшується; *б* — у деяких речовин залежність не прямо пропорційна температурі

Чим можна пояснити різну розчинність речовин у воді? Для цього необхідно розглянути процес розчинення: під час розчинення дипольні молекули води взаємодіють з частинками йонних кристалів або полярними молекулами. А речовини з неполярними молекулами майже не розчиняються, оскільки не взаємодіють з молекулами води. Цукор (полярна речовина) добре розчиняється у воді. Сірка, бензен або олія (неполярні речовини) майже не розчиняються у воді.

За будовою молекул усі розчинники можна розподілити на полярні, малополярні й неполярні. До полярних розчинників належать вода, етиловий спирт, ацетон, гліцерол тощо. До неполярних — бензен, гексан, октан тощо.

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

Залежність розчинності речовин від тиску

На відміну від рідин і твердих речовин, розчинність газів залежить також від тиску: гази значно краще розчиняються за підвищення тиску. Вам, напевно, доводилося відкривати пляшку з газованою водою. Під час виготовлення газованих напоїв воду насичують вуглекислим газом за підвищеного тиску, а пляшку герметично закривають. У разі відкриття пляшки тиск у ній знижується до атмосферного, розчинність вуглекислого газу різко зменшується і надлишковий вуглекислий газ починає виділятися, іноді настільки бурхливо, що разом з ним із пляшки виливається частина напою (мал. 6.5).

Мал. 6.5. У разі різкого зниження тиску вуглекислий газ виділяється дуже бурхливо

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

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

Висновки

1. Під розчинністю розуміють здатність речовин розчинятися в розчинниках. Кількісно розчинність характеризують максимальною кількістю речовини, що здатна розчинитися в 100 г розчинника за певної температури.
2. За здатністю розчинятися речовини поділяють на розчинні, малорозчинні та практично нерозчинні.
3. За підвищення температури розчинність твердих і рідких речовин збільшується, а газів — зменшується. Розчинність газів залежить від тиску: гази краще розчиняються за підвищення тиску.

Контрольні запитання

72. Наведіть приклади розчинних і нерозчинних у воді кислот.
73. Наведіть приклади солей: а) нерозчинних; б) малорозчинних; в) розчинних.
74. Які ви знаєте рідини й гази, що добре розчиняються у воді?
75. Наведіть приклади речовин, розчинність яких у разі нагрівання: а) збільшується; б) зменшується; в) майже не змінюється.
76. Нерозчинна речовина — це речовина, що:
А розчиняється в малих кількостях; **Б** не розчиняється; **В** не змішується з водою.

Завдання для засвоєння матеріалу

77. Чому акваріуми не можна наповнювати кип'яченою водою?
78. У воду випадково потрапив бензин. Як його можна виокремити від води? Чи буде вода мати запах бензину, якщо розділення проводити шляхом: а) відстоювання; б) дистиляції?
79. Які з наведених газів — кисень, гідроген хлорид, вуглекислий газ, азот, амоніак, гелій — можна збирати: а) над водою; б) тільки витісненням повітря? Чому?
80. За кривою розчинності (мал. 6.3) визначте, яку масу солі можна розчинити в 1 кг води: а) аргентум(I) нітрату за 0 °C; б) натрій нітрату за 20 °C; в) купрум(II) сульфату за 30 °C; г) плюмбум(II) хлориду за 100 °C; д) калій нітрату за 10 та 50 °C.
81. За кривою розчинності (мал. 6.3) визначте: а) сіль, розчинність якої найменша серед усіх наведених; б) сіль, розчинність якої найбільша за 0 °C та 20 °C; в) сіль, розчинність якої найбільше залежить від температури; г) сіль, розчинність якої найменше залежить від температури.
82. За малюнком 6.3 порівняйте розчинність купрум(II) сульфату та натрій хлориду за температур 20 °C та 80 °C.

83. У воді за температури 80 °С розчинили максимальну кількість натрій нітрату. Розчин остудили до кімнатної температури. Що спостерігатиметься?

84. За атмосферного тиску й кімнатної температури у воді об'ємом 1 л можна розчинити вуглекислий газ об'ємом 880 мл, а за тиску, що створюється в закритій пляшці,— близько 1600 мл. Який об'єм вуглекислого газу виділиться в разі відкриття пляшки газованої води об'ємом 2 л? Більше чи менше газу виділиться, якщо пляшку заздалегідь охолодити?

85. У лабораторії перед заняттям з хімічних властивостей вуглекислого газу приготували вапняну воду — розчин з максимальним умістом кальцій гідроксиду. Обчисліть, яку максимальну масу осаду можна добути під час пропускання вуглекислого газу крізь приготований розчин масою 150 г. Для розрахунків скористайтеся інформацією з малюнка 6.3, якщо температура в лабораторії була 20 °С.

86. Визначте, якою речовиною (розчинною, малорозчинною чи практично нерозчинною) є барій флуорид, якщо за кімнатної температури у воді об'ємом 1 л максимально його розчиняється $6{,}3 \cdot 10^{-3}$ моль.

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

88. За температури 60 °С у воді масою 100 г розчинили максимально можливу масу калій нітрату. Розчин остудили до 30 °С. За інформацію параграфа обчисліть масу солі, що випала в осад.

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

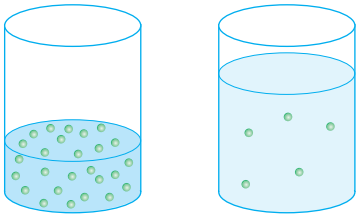
§ 7. Характеристики розчинів

Пригадайте: суть терміна «розчинність речовин» (за § 6).

Концентровані й розведені розчини

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

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



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

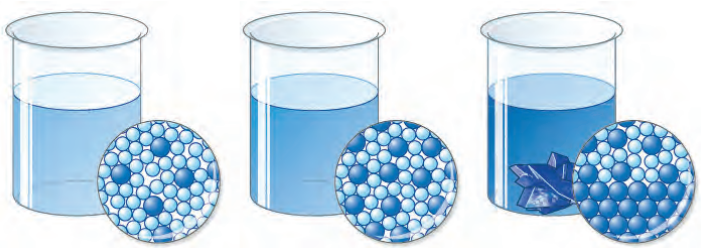
а *б* *в*

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

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

Насичені й ненасичені розчини

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



а *б* *в*

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

Розчин, у якому за певної температури речовина більше не розчиняється, називають ***насиченим*** (мал. 7.3, *б*, с. 45). У насиченому розчині вміст розчиненої речовини є максимальним за певних умов. Наприклад, розчинність кухонної солі за кімнатної температури становить 36 г на 100 г води, отже, для приготування насиченого розчину потрібно розчинити 36 г солі у 100 г води. Більшу кількість солі за цих умов розчинити вже неможливо. Маса розчину при цьому буде дорівнювати 136 г.

Під час повільного охолодження насичених розчинів багатьох солей або під час поступового випарювання води надлишкова сіль виділяється з розчину у вигляді кристалів або утворюється *пересичений* розчин (мал. 7.3, *в*, с. 45).

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

Кристалізація пересиченого розчину

Масова частка розчиненої речовини

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

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

Згадаємо, що масову частку обчислюють за формулою:

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

Якщо цей дріб помножити на 100 %, то одержимо значення масової частки речовини у відсотках:

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

При цьому маса розчину дорівнює сумі мас усіх компонентів розчину:

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

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

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

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

Задача 1. Обчисліть масову частку цукру в розчині, що містить воду масою 200 г і цукор масою 50 г.

Дано:
m(цукру) = 50 г
m(води) = 200 г

w(цукру) — ?

Розв'язання:
Записуємо розрахункову формулу:

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

У цій формулі для обчислення необхідно знати масу розчину: вона дорівнює сумі мас води й розчиненої речовини. Отже:

$$w(\text{цукру}) = \frac{m(\text{цукру})}{m(\text{води}) + m(\text{цукру})} \cdot 100\,\%$$

Підставляємо дані умови задачі:
w(цукру) = 50 г / (200 + 50) г = 0,2 або 20 %
Відповідь: 20 %.

Задача 2. Обчисліть масу розчину кислоти з масовою часткою 30 %, що містить 90 г кислоти.

Дано:
m(кислоти) = 90 г
w(кислоти) = 30 % або 0,3

m(розчину) — ?

Розв'язання:
За формулою для масової частки визначаємо масу розчину:

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

Підставляємо дані умови задачі:
m(розчину) = 90 г / 0,3 = 300 г
Відповідь: 300 г розчину кислоти.

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

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

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

Задача 4. За кривою розчинності (мал. 6.3) визначте максимальну розчинність калій нітрату за 20 °С та обчисліть масову частку солі в такому насиченому розчині.

Дано:	***Розв'язання:***
m(води) = 100 г	За графіком визначаємо, що за температури 20 °С у 100 г води розчиняється близько 32 г солі. Обчислимо масову частку солі в такому насиченому розчині.
$m(KNO_3)$ — ? w(солі) — ?	w(солі) = 32 г/(100+32) г = 0,242, або 24,2 % ***Відповідь:*** 32 г, 24,2 %.

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

Лінгвістична задача

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

Висновки

Розчин, у якому речовина вже не може розчинятися за певної температури, називають насиченим, а якщо речовина ще може розчинятися, то розчин є ненасиченим. Розчини, що містять значну кількість розчиненої речовини, називають концентрованими, а якщо розчиненої речовини мало — розведеними.

Контрольні запитання

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

91. Вираз «насичений розчин» означає, що:
А речовина більше не розчиняється у воді; **Б** уміст речовини в розчині дуже великий; **В** уміст речовини в розчині дуже маленький.

Завдання для засвоєння матеріалу

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

93. За даними, наведеними в попередньому параграфі, визначте мінімальну масу води, в якій за температури 20 °C можна розчинити 1 г: а) кухонної солі; б) калійної селітри; в) крейди.

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

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

96. Коефіцієнт розчинності калій нітрату за 60 °C дорівнює 110 г на 100 г води. Визначте масову частку солі в насиченому за цієї температури розчині.

97. У насиченому за 90 °C розчині калій дихромату $K_2Cr_2O_7$ масова частка цієї солі становить 45,2 %. Обчисліть коефіцієнт розчинності калій дихромату за цієї температури.

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

99. В 1 л води за 20 °C і атмосферного тиску розчиняється 450 л гідроген хлориду. Його густина за цих умов дорівнює 1,52 г/л. Обчисліть масову частку гідроген хлориду в насиченому розчині. Як потрібно змінити умови, щоб одержати більш концентрований розчин?

100. Визначте коефіцієнт розчинності калій хлориду за 25 °C, якщо для приготування насиченого розчину за цієї температури на 25 г води потрібна сіль масою 8,75 г.

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