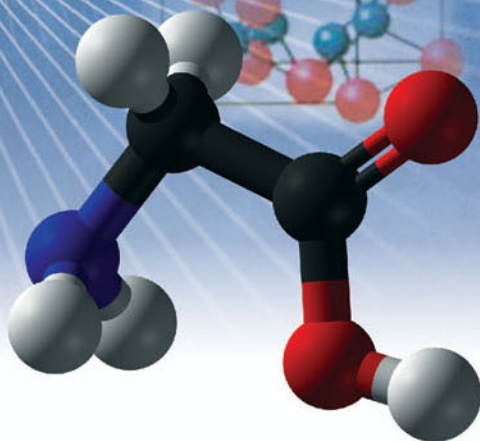
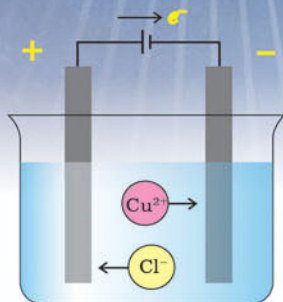
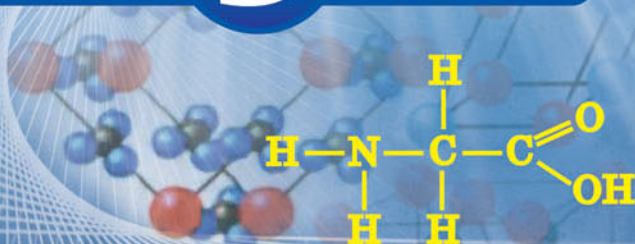


А. М. Бутенко

ХІМІЯ

ДЛЯ ЗАГАЛЬНООСВІТНІХ НАВЧАЛЬНИХ ЗАКЛАДІВ
З ПОГЛИБЛЕНИМ ВИВЧЕННЯМ ХІМІЇ

9



УДК 373.167.1:546
Б93

Рекомендовано
Міністерством освіти і науки України
(наказ МОН України від 20.03.2017 № 417)

Видано за рахунок державних коштів.
Продаж заборонено

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

Ю. В. Рассукана, провідний науковий співробітник
Інституту органічної хімії НАН України,
доктор хімічних наук;

О. М. Голомб, методист кабінету методики викладання
природничо-математичних дисциплін
Закарпатського інституту
післядипломної педагогічної освіти

Експертка з антидискримінації в освіті

Т. В. Дрожжина, проректорка з навчальної роботи
КВНЗ «Харківська академія неперервної
освіти», кандидат педагогічних наук

Бутенко А. М.

Б93 Хімія для загальноосвітніх навчальних закладів з поглибленим вивченням хімії : підруч. для 9 кл. загальноосвіт. навч. закладів / А. М. Бутенко. — Х. : Гімназія, 2017. — 320 с. : іл.

ISBN 978-966-474-290-7.

Підручник містить увесь необхідний теоретичний матеріал, передбачений чинною державною програмою, достатню кількість задач з розв'язаннями, практичні роботи з елементами дослідження, домашні досліди. Логічна послідовність, простота й наочність викладу матеріалу, високий науковий рівень, велика кількість ілюстрацій сприяють розвитку творчої діяльності учнів.

УДК 373.167.1:546

ISBN 978-966-474-290-7

© А. М. Бутенко, 2017
© ТОВ ТО «Гімназія», оригінал-макет,
художнє оформлення, 2017

Передмова

Дорогі друзі!

У 8 класі ви засвоїли електронну теорію будови речовини та один з основних законів природознавства — закон періодичності у вигляді Періодичної системи хімічних елементів. Ви, напевно, усвідомили велику роль цих теоретичних знань у поясненні природних явищ.

У 9 класі ви продовжите систематичне вивчення основ хімії — глибше та конкретніше розглянете основні типи хімічних реакцій: сполучення, розкладу, заміщення та обміну. Навчитесь складати рівняння окисно-відновних хімічних реакцій, а також термохімічні та йонно-молекулярні рівняння. Ви почнете вивчати нові складні речовини — органічні сполуки. Відомості про їхній склад, будову та властивості викладено в новому розділі хімічної дисципліни — органічній хімії.

У підручнику містяться також екологічні та історичні відомості. Вони допоможуть вам зрозуміти значення хімії в житті кожної людини та, зокрема, у збереженні її здоров'я та довкілля.

Цей підручник забезпечує набуття знань і вмінь рівня, обов'язкового для учнів, які вивчають предмет поглиблено.

Для найдопитливіших у деякі розділи підручника вміщено додатковий матеріал історичного, екологічного та прикладного характеру.

Систематизації знань сприяють висновки, наведені після кожного розділу, виділення шрифтом найважливіших понять, класифікаційні схеми, порівняльні та узагальнювальні таблиці. Краще засвоїти навчальний матеріал допоможуть рисунки та описи демонстраційних і лабораторних дослідів, практичних робіт. На початку кожного параграфа подано коротку інформацію щодо його основного змісту.

Але жоден підручник не спроможний забезпечити якісного засвоєння знань без вашої, любі друзі, активної самостійної роботи. Для її організації до кожного параграфа вміщено проблемні запитання. Опис більшості лабораторних робіт подано у вигляді посібника для виконання експериментів. Для хімічних задач запропоновано алгоритми розв'язування. У кінці кожного параграфа виділено основні поняття, які мають бути добре засвоєні.

Лауреат Нобелівської премії Роберт Вудворд казав майбутнім хімікам: «Своїми знаннями я зобов'язаний лише самому собі. Я сам себе навчив хімії».

Щиро бажаю вам успіхів у навчанні!

Автор

Умовні позначення

- Прості запитання, для відповіді на які необхідно уважно прочитати текст підручника
Складніші запитання й завдання подано без позначки
- * Найскладніші завдання

Хіміки — це ті, хто справді розуміють світ.
Лайнус Полінг,
*лауреат Нобелівської премії**

Повторення найважливіших питань курсу хімії 8 класу

§ 1. **Склад і властивості основних класів неорганічних сполук**

Неорганічні сполуки поділяють на класи: оксиди, основи, кислоти, амфотерні гідроксиди та солі. У кожному класі об'єднано сполуки, схожі за складом і властивостями. Існує також внутрішньокласовий розподіл сполук за типами.

1.1. Оксиди

Оксиди — це сполуки двох елементів, один із яких — Оксиген зі ступенем окиснення -2 .

Склад оксидів можна виразити загальною формулою R_xO_y .

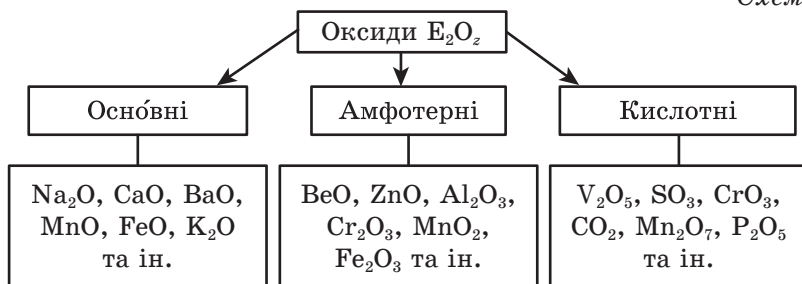
Якщо елемент утворює декілька оксидів, то після назви елемента в дужках вказують його ступінь окиснення, наприклад FeO — ферум(II) оксид, Fe_2O_3 — ферум(III) оксид, NO — нітроген(II) оксид, N_2O_5 — нітроген(V) оксид.

За звичайних умов оксиди бувають у твердому, рідкому або газоподібному стані.

Розрізняють солетворні та несолетворні оксиди. До останніх відносять такі, що не утворюють ані основ, ані кислот (наприклад, CO , NO).

Класифікацію солетворних оксидів подано на схемі 1.

Схема 1



* Видатний учений, говорячи «хіміки», віддавав належне фахівцям обох статей. Проте варто зауважити, що жінки впродовж тривалого часу не мали доступу до вищої освіти та не могли займатися наукою, тому їхній внесок у розвиток хімії менший.

Оснóвні оксиди

До *оснóвних* відносять оксиди, що їх утворюють тільки металічні елементи і яким відповідають лише основи, наприклад K_2O , BaO , CaO .

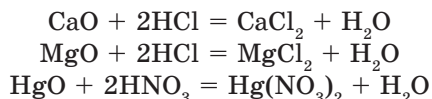
Хімічні властивості оснóвних оксидів

- Взаємодіють з водою з утворенням відповідних розчинних основ:

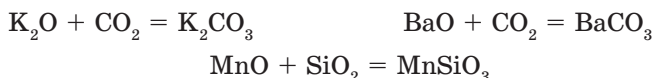


Існують також оснóвні оксиди, що не взаємодіють з водою: MnO , HgO .

- Взаємодіють з кислотами з утворенням солі та води:



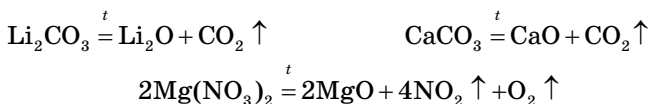
- Більшість оснóвних оксидів взаємодіють із кислотними оксидами з утворенням солі:



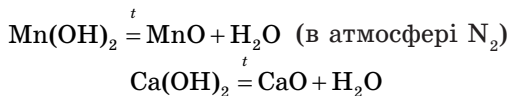
В оснóвних оксидах ступінь окиснення металічного елемента дорівнює +1, +2 (зрідка +3).

Загальні способи добування оснóвних оксидів

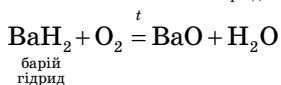
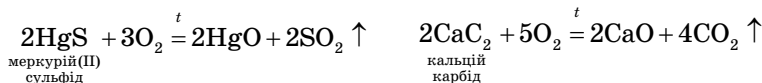
- Термічне розкладання солей оксигеновмісних кислот:



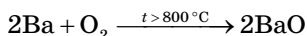
- Термічне розкладання відповідних основ (іноді в інертній атмосфері):



- Окиснення деяких сполук (найчастіше таких, до складу яких входить Сульфур, Карбон або Гідроген):



- Безпосередня взаємодія деяких металів з киснем:

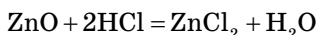


Амфотерні оксиди

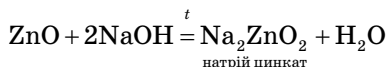
До *амфотерних* відносять такі оксиди, які залежно від умов взаємодіють з кислотами, а отже, виявляють основні властивості, або реагують з основами, тобто виявляють кислотні властивості. Найпоширеніші амфотерні оксиди: Al_2O_3 , Cr_2O_3 , ZnO , BeO , Fe_2O_3 . Сполуки цих оксидів з водою, наприклад $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ відносять до гідроксидів.

Хімічні властивості амфотерних оксидів

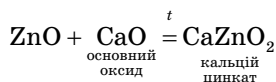
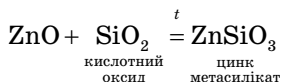
- Взаємодія з *кислотами* з утворенням солі та води:



- Взаємодія з *основами* з утворенням солі та води:



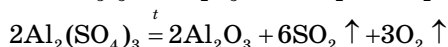
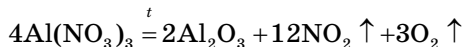
- Взаємодія з *кислотними та основними оксидами* з утворенням солі:



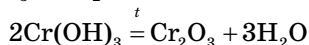
Загальні способи добування амфотерних оксидів

Добувають амфотерні оксиди такими самими способами, що й основні, бо вони теж утворені металічними елементами:

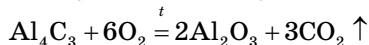
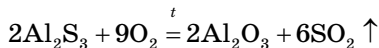
- термічне розкладання солей оксигеновмісних кислот:



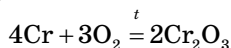
- термічне розкладання відповідних гідроксидів:



- окиснення сполук, що містять Сульфур, Карбон та інші неметалічні елементи:



- безпосередня взаємодія деяких металів з киснем:



Кислотні оксиди

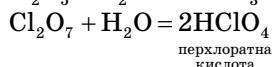
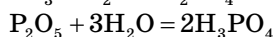
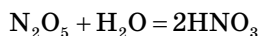
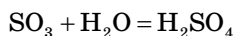
Кислотними називають оксиди, яким відповідають кислоти. Наприклад, оксиду P_2O_5 відповідає ортофосфатна кислота H_3PO_4 , оксиду N_2O_5 — нітратна кислота HNO_3 , оксиду SO_3 — сульфатна кислота H_2SO_4 .

Кислотні оксиди утворюються, як правило, неметалічними елементами, а також металічними зі ступенями окиснення +5, +6 та +7, наприклад V_2O_5 , CrO_3 , Mn_2O_7 .

Вищими кислотними оксидами називають такі, у яких кислотоутворювальний елемент виявляє найвищий ступінь окиснення, що дорівнює номеру групи елемента в Періодичній системі, наприклад CO_2 , N_2O_5 .

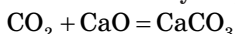
Найважливіші хімічні властивості вищих кислотних оксидів

- Взаємодія більшості кислотних оксидів з водою з утворенням відповідних кислот:

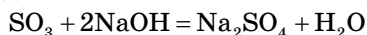


Вищий оксид Силіцію SiO_2 практично не взаємодіє з водою.

- Взаємодія з основними оксидами з утворенням солей:

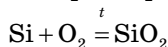
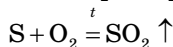
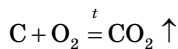
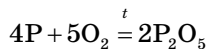


- Взаємодія з основами з утворенням середніх та кислих солей і води:

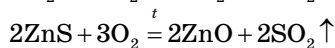
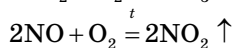
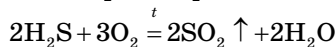
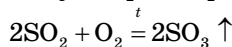
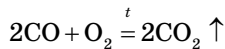
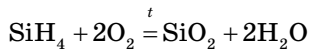


Загальні способи добування кислотних оксидів

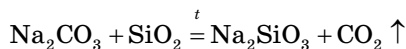
- Взаємодія простих речовин, утворених неметалічними елементами, з киснем:



- Взаємодія деяких складних речовин, утворених неметалічними елементами, з киснем:



- витіснення леткого оксиду із солей менш летким:



Запитання та завдання



1. Якою загальною формулою можна виразити склад оксидів?
2. На які три типи поділяють солетворні оксиди?
3. Який ступінь окиснення може виявляти металічний елемент, утворюючи основні оксиди?
4. Які елементи — металічні та неметалічні, або тільки металічні, або тільки неметалічні — утворюють амфотерні оксиди? Наведіть приклади.
5. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення: кисень → цинк оксид → натрій цинкат; кисень → алюміній оксид → алюміній сульфат.
6. Обчисліть масу алюміній оксиду, який можна добути в результаті згорання порошкоподібного алюмінію масою 108 г.
7. Чому оксид складу P_2O_5 називають кислотним?
8. Чи можуть металічні елементи утворювати кислотні оксиди? Які кислотні оксиди називають вищими?
9. Обчисліть масу кисню та об'єм водню (н. у.), які потрібні для одержання 54 г води.
- *10. Який з основних оксидів складу BaO , CuO , Na_2O містить Оксиген з найбільшою масовою часткою?
- *11. Яка маса солі та яка кількість молекул води утвориться внаслідок взаємодії алюміній оксиду масою 50,5 г з надлишком концентрованої гарячої хлоридної кислоти?
- *12. Обчисліть масу води та об'єм вуглекислого газу — карбон(IV) оксиду (н. у.), які утворяться в результаті повного згорання метану CH_4 об'ємом 28 л (н. у.).

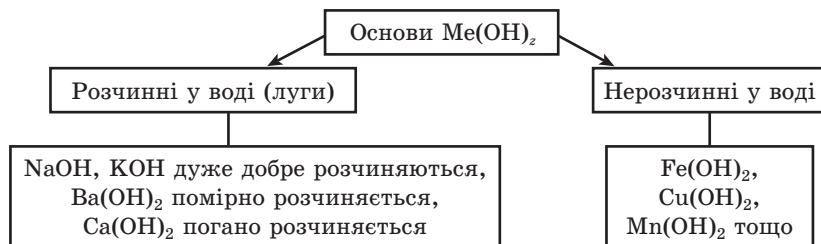
1.2. Основи

Основи — це складні речовини, що складаються з йонів металічного елемента та одної або декількох гідроксигруп.

Число гідроксигруп в основі дорівнює ступеню окиснення металічного елемента: $NaOH$, $Mg(OH)_2$, $Al(OH)_3$ тощо.

Основи — це гідрати основних оксидів, тому їхній склад можна виразити загальною формулою $E_xO_y \cdot nH_2O$, або $Me(OH)_2$, наприклад $NaOH$, KOH , $Ca(OH)_2$.

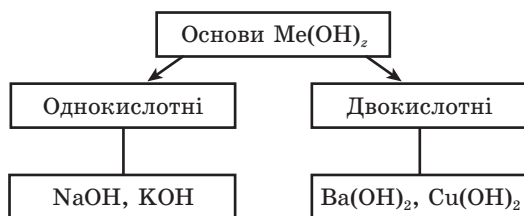
Схема 2



Назви основ утворюють так само, як і назви оксидів. Спочатку вказують назву елемента в називному відмінку, потім його валентність римською цифрою в дужках, далі слово «гідроксид». Наприклад, NaOH — натрій гідроксид, Cu(OH)₂ — купрум(II) гідроксид, Fe(OH)₂ — ферум(II) гідроксид.

Луги виявляють лише основні властивості. Число гідроксигруп визначає **кислотність основи**, тобто здатність основи нейтралізувати кислоти. Так, KOH — однокислотна основа, оскільки містить одну гідроксигрупу, а отже, 1 моль такої основи може нейтралізувати 1 моль одноосновної кислоти, наприклад HCl; Ba(OH)₂ — дво-кислотна основа, оскільки містить дві гідроксигрупи, і тому може нейтралізувати 2 моль HCl тощо.

Схема 3

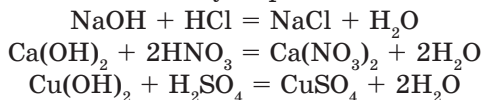


Основи здебільшого є твердими речовинами певного забарвлення. Розчинні основи, або луги, змінюють *забарвлення індикаторів*, оскільки їхні розчини мають лужне середовище:

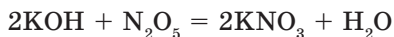
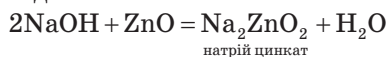
Індикатор	Забарвлення індикатора
Лакмус	Синє
Фенолфталеїн	Малинове
Метилловий оранжевий	Жовте

Хімічні властивості основ

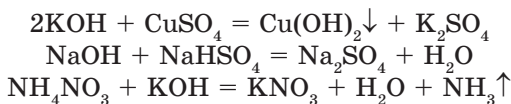
- Взаємодіють з *кислотами* з утворенням солі та води:



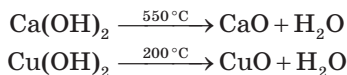
- Взаємодіють з *кислотними й амфотерними оксидами* з утворенням солі та води:



- Розчинні основи реагують із солями, якщо виконується хоча б одна з умов перебігу реакцій обміну: утворення осаду, води або газоподібної речовини:



- Нерозчинні основи, а також основи, утворені лужноземельними металічними елементами (наприклад, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$), розкладаються під час нагрівання:

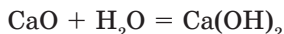


Основи, утворені лужними металічними елементами, є стійкими до нагрівання.

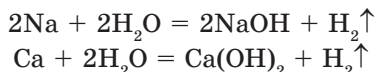
Загальні способи добування основ

До найважливіших способів одержання основ відносять:

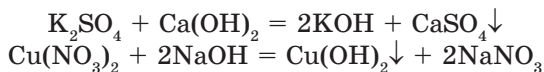
- взаємодію основних оксидів з водою:



- взаємодію деяких металів — головним чином, лужних і лужноземельних з водою:



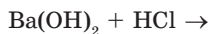
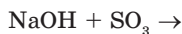
- взаємодію між сіллю та розчинною основою:



Запитання та завдання



1. Які складні речовини називають основами? Якою загальною формулою можна виразити склад основ?
2. Від чого залежить число гідроксигруп в основі?
3. Як називають розчинні у воді основи? Які властивості вони виявляють?
4. Яке число визначає кислотність основи?
5. У який колір забарвлюється індикатор фенолфталеїн у розчинах основ?
6. Які три хімічні властивості основ можна віднести до найважливіших? Обґрунтуйте рівняннями реакцій.
7. Укажіть найважливіші способи добування основ і підтвердьте їх відповідними рівняннями реакцій.
8. Закінчіть рівняння реакцій:



9. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити ланцюг перетворень речовин:
- а) мідь → купрум(II) оксид → купрум(II) нітрат → купрум(II) гідроксид → купрум(II) оксид;
- б) натрій → натрій гідроксид → натрій сульфат.
10. Обчисліть масу натрій гідроксиду та об'єм водню (н. у.), які утворюються в результаті взаємодії натрію масою 11,5 г з водою.
11. Обчисліть масу магній гідроксиду, яку треба витратити, щоб нейтралізувати нітратну кислоту масою 25,2 г.
12. Обчисліть масу магній гідроксиду, який утворився внаслідок взаємодії 24 г натрій гідроксиду з надлишком розчину магній сульфату. Яка маса магній сульфату вступила в реакцію?
- *13. Крізь розчин кальцій гідроксиду пропустили газ, що утворився в результаті спалювання 24 г метану CH_4 . Обчисліть масу осаду. До якого класу неорганічних сполук його треба віднести?
14. Обчисліть масу середньої солі, що утворилася в результаті змішування натрій гідроксиду з розчином, що містив 34,3 г сульфатної кислоти. Визначте масу солі, що утворилася.
- *15. Визначте масу калій карбонату, що утворився внаслідок пропускання 33,6 л (н. у.) карбон(IV) оксиду крізь надлишок розчину калій гідроксиду. Скільки молів калій гідроксиду проореагувало?

1.3. Амфотерні гідроксиди

Амфотерними називають гідроксиди, які залежно від умов виявляють властивості як кислот, так і основ.

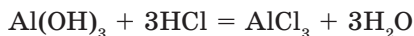
Амфотерні гідроксиди — це гідрати амфотерних оксидів, наприклад $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ та ін., тому їхній склад виражають формулами $\text{Me}(\text{OH})_x \leftrightarrow \text{H}_x\text{MeO}_x$.

Амфотерні гідроксиди являють собою драгленеподібні осади.

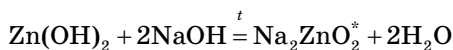
Хімічні властивості амфотерних гідроксидів

Для амфотерних гідроксидів характерні такі хімічні властивості:

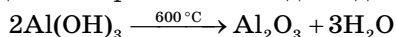
- взаємодія з *кислотами* з утворенням солі та води:



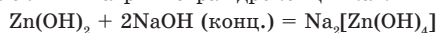
- взаємодія з *лугами* також з утворенням солі та води:



- *розкладання* під час нагрівання на відповідний оксид і воду:

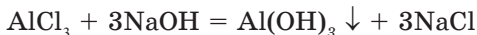


* Сполука Na_2ZnO_2 — натрій цинкат — утворюється під час сплавляння цинк гідроксиду з натрій гідроксидом. Якщо ж реакція відбувається в розчині, то утворюється комплексна сіль — натрій тетрагідроксицинкат:

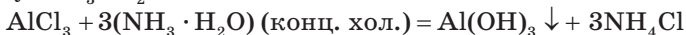


Загальні способи добування амфотерних оксидів

Амфотерні оксиди одержують взаємодією лугів із солями відповідних металічних елементів:



При цьому розчин лугу, тут розчин NaOH, треба додавати до розчину солі краплями і в суворо визначеній кількості, оскільки за наявності надлишку розчину NaOH утворюється комплексна сіль складу $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ — натрій тетрагідроксиалюмінат. Тому для проведення подібних реакцій використовують водний розчин амоніаку $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$:



Запитання та завдання



1. Які гідроксиди називають амфотерними? Наведіть приклади.
2. Які хімічні властивості характерні для амфотерних гідроксидів? Відповідь підтвердьте рівняннями реакцій.
3. На яких реакціях ґрунтується добування амфотерних гідроксидів $\text{Zn}(\text{OH})_2$ та $\text{Al}(\text{OH})_3$? У чому полягають особливості їхнього перебігу?
4. Складіть хімічні рівняння таких перетворень:
цинк \rightarrow цинк нітрат \rightarrow цинк гідроксид \rightarrow
 \rightarrow цинк оксид \rightarrow калій цинкат \rightarrow цинк хлорид.
5. Яка маса цинк гідроксиду утвориться в результаті взаємодії цинк нітрату масою 63 г з розведеним розчином натрій гідроксиду?
6. Яку масу алюміній гідроксиду необхідно піддати термічному розкладанню, щоб отримати алюміній оксид масою 30,6 г?
7. Яку масу цинк гідроксиду треба піддати термічному розкладанню, щоб одержати цинк оксид масою 24,3 г?

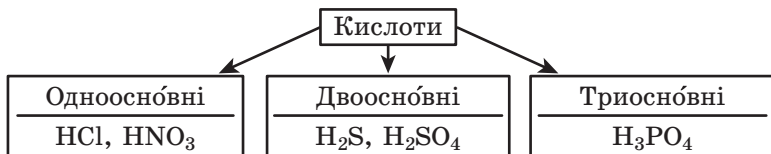
1.4. Кислоти

Кислотами називають складні речовини, що містять кислотні залишки, сполучені з атомами Гідрогену, здатними заміщуватися йонами металічних елементів.

Кислоти класифікують:

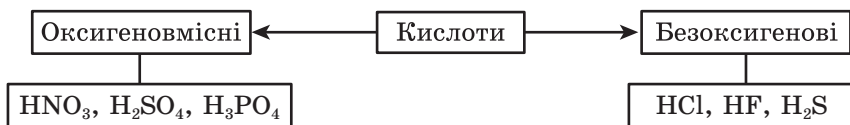
- за основністю, яку визначають за кількістю атомів Гідрогену, що входять до їхнього складу:

Схема 4



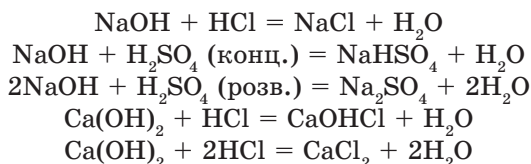
- за наявності в їхньому складі атомів Оксигену:

Схема 5

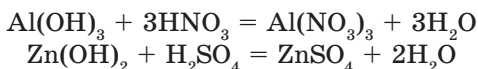


Хімічні властивості кислот

- Кислоти реагують з основами:

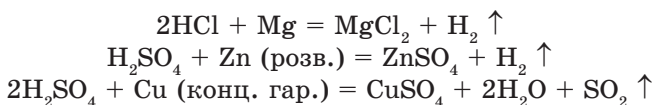


та амфотерними гідроксидами:

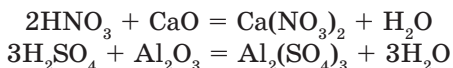


При цьому залежно від основності кислоти та кислотності основи можуть утворюватися середні, кислі та основні солі.

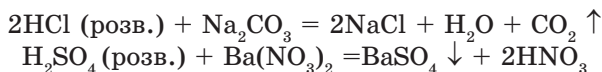
- Кислоти реагують з металами: розведені кислоти, наприклад HCl та H₂SO₄, взаємодіють лише з металами, які у витискувальному ряді стоять до водню, концентровані — із металами, що стоять у цьому ряді до й після водню:



- Кислоти реагують з основними та амфотерними оксидами:



- Кислоти реагують із солями, якщо виконується хоча б одна з умов перебігу реакції обміну (утворення осаду, газоподібної речовини або води):

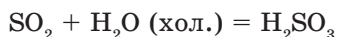
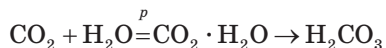
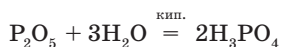


Загальні способи добування кислот

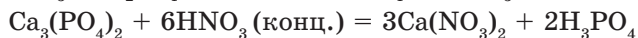
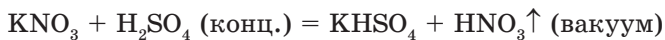
Безоксигенові кислоти одержують розчиненням відповідних легких сполук з Гідрогеном у воді: HCl, H₂S.

Оксигеновмісні кислоти отримують унаслідок:

- взаємодії кислотних оксидів з водою:



- реакцій обміну:



Запитання та завдання



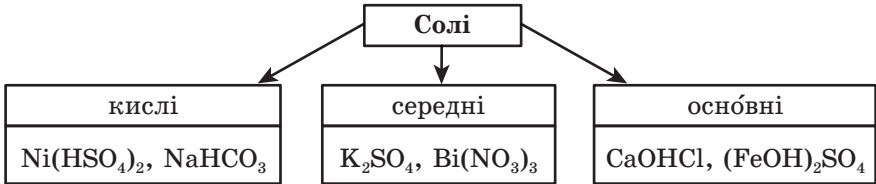
- *1. Які складні речовини називають кислотами?
- *2. На основі чого класифікують кислоти?
3. За допомогою яких рівнянь реакцій можна охарактеризувати найважливіші хімічні властивості кислот?
4. Унаслідок яких хімічних реакцій можна одержати: а) хлоридну кислоту; б) нітратну кислоту; в) розведену сульфатну кислоту? Складіть рівняння відповідних реакцій.
5. З якими з указаних металів — залізо, цинк, мідь, магній, срібло — реагує хлоридна кислота? Складіть рівняння реакцій.
6. Складіть рівняння реакцій розведеної сульфатної кислоти з: а) алюміній гідроксидом; б) калій сульфідом; в) цинком; г) натрій карбонатом.
7. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити ланцюги перетворень: а) вуглець → карбон(IV) оксид → калій карбонат → карбон(IV) оксид → кальцій карбонат; б) сірка → ферум(II) сульфід → гідроген сульфід → натрій сульфід → купрум(II) сульфід.
8. Обчисліть об'єм водню (н. у.), який виділяється в результаті розчинення алюмінію масою 36 г у хлоридній кислоті. Яка маса солі при цьому утворюється?
9. Обчисліть масу розведеної сульфатної кислоти, необхідну для розчинення ферум(II) оксиду масою 40 г.
10. Обчисліть масу нітратної кислоти та масу натрій карбонату, у результаті взаємодії яких утворився карбон(IV) оксид об'ємом 44,8 л (н. у.).
11. Обчисліть масу ортофосфатної кислоти та масу середньої солі, яка утворилася внаслідок взаємодії цієї кислоти з кальцій гідроксидом масою 44,4 г.
- *12. Який об'єм водню (н. у.) виділиться в результаті взаємодії 18 г алюмінію з надлишком розведеної сульфатної кислоти? Скільки молекул водню (н. у.) міститься в цьому об'ємі?
- *13. Визначте масу й кількість молекул гідроген хлориду (н. у.), отриманого в результаті реакції: а) $H_2 + Cl_2 = 2HCl$, якщо прореагувало 0,05 моль хлору; б) $NaCl (\text{тв.}) + H_2SO_4 (\text{конц.}) \xrightarrow{t < 60^\circ C} NaHSO_4 + HCl \uparrow$, якщо прореагувало 0,1 моль натрій хлориду.

1.5. Солі

Солі — це складні речовини, що містять йони металічного елемента й кислотного залишку.

Залежно від складу кислотного залишку розрізняють такі солі:

Схема 6



До складу середніх солей входять йони металічного елемента та кислотного залишку: Na_2SO_4 — натрій сульфат, $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ — алюміній нітрат, CaCl_2 — кальцій хлорид.

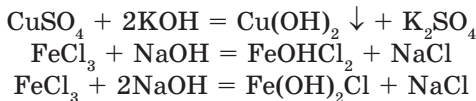
До складу кислих солей входять йони металічного елемента та кислотного залишку, сполучені з одним або двома катіонами Гідрогену: K_2HPO_4 — калій гідрогенортофосфат, $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ — кальцій дигідрогенортофосфат.

До складу основних солей входять катіони металічного елемента, сполучені з однією або двома гідроксигрупами, та йони кислотного залишку, наприклад: CaOHNO_3 — кальцій гідроксинітрат, $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$ — ферум(III) дигідроксихлорид.

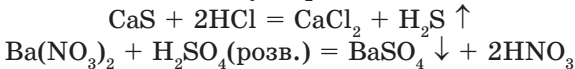
Якщо металічний елемент виявляє змінний ступінь окиснення, то після назви елемента римською цифрою вказують його валентність.

Хімічні властивості солей

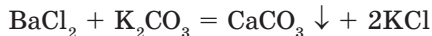
- Взаємодіють з *лугами* з утворенням гідроксидів або основних солей:



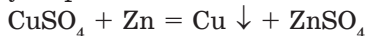
- Взаємодіють з *кислотами* з утворенням нових кислоти та солі:



- Взаємодіють *між собою*:

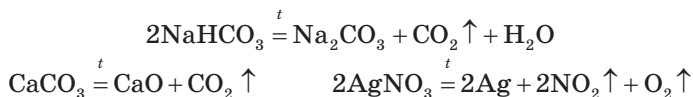


- Взаємодіють з *металами*, які у витискувальному ряді розміщені до металу, що утворює сіль:



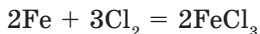
При цьому метали, що у витискувальному ряді розміщені до магнію (К, Ва, Са, На та ін.), для таких реакцій не використовують, оскільки вони реагують з водою.

- Деякі солі *розкладаються* під час нагрівання:



Загальні способи добування солей

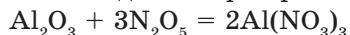
- Взаємодія металів з неметалами:



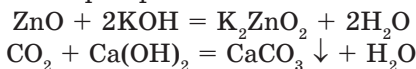
- Взаємодія кислотних оксидів з основними оксидами:



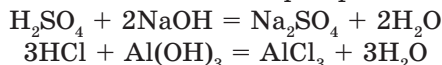
- Взаємодія кислотних оксидів з амфотерними оксидами:



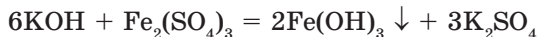
- Взаємодія основ з амфотерними та кислотними оксидами:



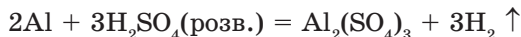
- Взаємодія кислот з основами та амфотерними гідроксидами:



- Взаємодія основ із солями:



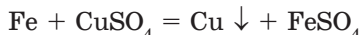
- Взаємодія кислот з металами:



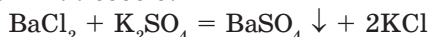
- Взаємодія кислот із солями:



- Взаємодія солей з металами:



- Взаємодія солей між собою:



Запитання та завдання

1. Які складні речовини називають солями?
2. Які типи солей розрізняють залежно від складу кислотного залишку? Відповідь обґрунтуйте за допомогою прикладів.
3. Складіть рівняння реакцій утворення солей: а) $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$; б) CaOHNO_3 ; в) $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$.
4. Яким основам відповідають солі: а) CaSO_4 ; б) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$; в) $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$; г) $\text{Cr}(\text{HSO}_4)_3$; ґ) Na_3PO_4 ?
5. У якій зі сполук — $\text{AlOH}(\text{NO}_3)_2$ чи $\text{Fe}(\text{HSO}_4)_3$ — масова частка Оксигену більша?
6. Складіть рівняння реакцій, у результаті яких утворюється: а) магній нітрат; б) купрум(II) сульфат.



7. З розчинами яких солей — натрій сульфат, аргентум(I) нітрат, алюміній хлорид, плумбум(II) нітрат, купрум(II) сульфат — буде реагувати залізо?
8. Складіть рівняння всіх можливих реакцій між такими речовинами: кальцій нітрат, натрій гідроксид, купрум(II) сульфат, хлоридна кислота, магній.
9. Яка маса срібла утвориться в результаті взаємодії цинку масою 13 г з розчином аргентум(I) нітрату?
10. Обчисліть масу осаду, який утвориться в результаті взаємодії барій нітрату масою 5,22 г з калій карбонатом.
- *11. Яка маса осаду барій сульфату та яка кількість речовини калій хлориду утвориться внаслідок взаємодії барій хлориду масою 62,4 г з надлишком розчину калій сульфату?
- *12. Який об'єм карбон(IV) оксиду (н. у.) виділиться в результаті взаємодії натрій карбонату масою 15,9 г з надлишком розчину нітратної кислоти? Скільки молекул міститиметься у цьому об'ємі вуглекислого газу (н. у.)?

1.6. Генетичний зв'язок між найважливішими класами неорганічних сполук

Схема 7



Запитання та завдання



- Складіть рівняння реакцій, у результаті яких можна здійснити такі перетворення:
 - магній \rightarrow магній оксид \rightarrow магній хлорид \rightarrow магній нітрат \rightarrow магній гідроксид \rightarrow магній сульфат \rightarrow магній гідроген сульфат;
 - магній \rightarrow магній сульфат \rightarrow магній гідроксид \rightarrow магній оксид \rightarrow магній хлорид \rightarrow аргентум хлорид.
- Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:
$$\text{Ba} \rightarrow \text{BaO} \rightarrow \text{Ba(OH)}_2 \rightarrow \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$$
$$\text{Zn} \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{Zn(OH)}_2 \rightarrow \text{ZnCl}_2$$
- Дано такі речовини: калій гідроксид, карбон(IV) оксид, цинк гідроксид, хлоридна кислота, магній оксид. Які із цих речовин взаємодіятимуть між собою? Складіть рівняння реакцій і назвіть речовини, що утворилися.
- Із запропонованого ряду речовин випішіть окремо речовини, які реагують із калій гідроксидом, а потім речовини, які реагують із сульфатною кислотою: K_2S , $\text{Ba(NO}_3)_2$, Zn(OH)_2 , Na_2O , HCl , SO_3 , NaOH . Складіть рівняння відповідних реакцій і назвіть речовини, що утворилися.

§ 2. Хімічний зв'язок і будова речовини

2.1. Природа хімічного зв'язку

Хімічний зв'язок — це сили, які об'єднують окремі атоми під час їхнього зіткнення в молекули, йони або кристали. Їхня природа полягає в електростатичній взаємодії між електронами та позитивно зарядженими ядрами атомів.

Таку взаємодію атомів між собою пояснюють їхнім намаганням завершити свої зовнішні енергетичні рівні до двох- або восьми-електронної структури, оскільки вона є найстабільнішою. Утворення таких структур відбувається за рахунок перекривання електронних s - і s -, s - і p -, p - і p -орбіталей атомів, що взаємодіють між собою (рис. 1).

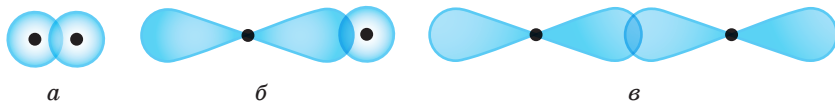


Рис. 1. Перекривання електронних орбіталей під час утворення ковалентного зв'язку: *a* — s -орбіталей атомів Гідрогену в молекулі H_2 ; *б* — s -орбіталі атома Гідрогену і p -орбіталі атома Хлору в молекулі HCl ; *в* — p -орбіталей Хлору в молекулі Cl_2

←→
Притягування

Відштовхування

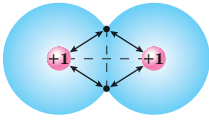


Рис. 2. Взаємодія двох атомів Гідрогену

Унаслідок такого перекривання, наприклад під час утворення молекули водню, відбувається, по-перше, притягування електронів до ядер обох сполучених у молекулу атомів, а друге — відштовхування їхніх позитивно заряджених ядер (рис. 2).

Розрізняють три основні типи хімічного зв'язку: ковалентний, йонний і металічний.

Ковалентним називають хімічний зв'язок, який виникає в результаті утворення однієї або кількох пар електронів, спільних для двох атомів.

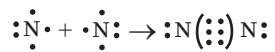
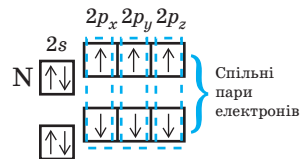
Ковалентний зв'язок утворюється між атомами, що мають однакові або близькі значення електронегативності. Як правило, він виникає між атомами неметалічних елементів: Cl_2 , N_2 , H_2O , HCl тощо.

Ковалентний зв'язок може бути полярним або неполярним. У разі перекривання електронних хмар атомів з однаковою електронегативністю виникає **неполярний ковалентний зв'язок** (Cl_2 , H_2 , O_2). Якщо ж взаємодіють атоми з різною електронегативністю, то утворюється **полярний ковалентний зв'язок** (H_2O , HCl).

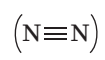
Через те що в разі виникнення ковалентного зв'язку кожен з атомів, що взаємодіють, використовує для утворення спільної електронної пари по одному електрону, такий механізм називають **обмінним**. Слід розрізняти поняття «полярність молекули» та «полярність хімічного зв'язку».

Так, у багатьох молекулах з полярним ковалентним зв'язком центри надлишкового негативного та позитивного зарядів, які позначають відповідно δ^- та δ^+ , розташовані в різних точках. Вони виникають унаслідок утворення ковалентного зв'язку атомами елементів з різною електронегативністю. У таких випадках говорять, що і зв'язок полярний, і молекула полярна.

Однак молекули з полярним ковалентним зв'язком можуть бути й неполярними. Наприклад, у молекулі карбон(IV) оксиду зв'язок між атомами Карбону й Оксигену ковалентний полярний, але мо-

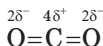


Електронна формула молекули



Структурна формула молекули

лекула є неполярною, оскільки хімічні зв'язки розташовані симетрично відносно центру молекули:



Кількість спільних електронних пар, які беруть участь в утворенні ковалентного зв'язку, називають його **кратністю**. Кратність зв'язку може дорівнювати одиниці, двом і трьом. Що більша кратність зв'язку, то він міцніший.

Зі збільшенням радіусів атомів хімічний зв'язок між ними слабшає. Наприклад, у ряді $\text{HF}—\text{HCl}—\text{HBr}—\text{HI}$ спостерігається збільшення радіусів атомів галогенів, а отже, одночасно і послаблення зв'язку.

Більшість сполук з типовим ковалентним зв'язком мають низькі температури плавлення та кипіння, погано розчиняються у воді.

У разі взаємодії атомів елементів, які дуже відрізняються один від одного значенням електронегативності, спільні електронні пари практично повністю переходять до атома елемента з більшою електронегативністю. Унаслідок цього утворюються різнойменно заряджені йони. У цьому випадку заряд негативного йона, який іще називають **аніоном**, дорівнює кількості приєднаних ним електронів, а заряд позитивно зарядженого йона — **катіона** дорівнює кількості відданих ним електронів.

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

Йонний зв'язок за властивостями відрізняється від ковалентного. Так, у йонних кристалах кожен йон електростатично притягується до всіх протилежно заряджених йонів. Це означає, що йонний зв'язок неможливо характеризувати направленістю.

Заяпитання та завдання



1. Виберіть формули сполук, що утворені зв'язком: а) полярним ковалентним; б) неполярним ковалентним; в) йонним:
 O_2 , HCl , K_2O , MgO , NO , H_2 , SO_2 , H_2S , F_2 , CaCl_2 .
2. Укажіть дві особливості, за якими йонний зв'язок відрізняється від ковалентного.
3. Які зв'язки у кальцій карбонаті є йонними, а які — ковалентними?
4. Що таке кратність ковалентного зв'язку? Чому вона може дорівнювати?
5. Чи можуть молекули, утворені полярним ковалентним зв'язком, бути неполярними? Чому?
6. До атома якого елемента повністю переходять спільні електронні пари в разі утворення йонного зв'язку?

7. Розставте формули молекул PCl_3 , PBr_3 , PF_3 за збільшенням довжини ковалентного зв'язку між їхніми атомами.
 8. Розставте формули молекул H_2S , Cl_2 , N_2 за збільшенням кількості ковалентних зв'язків у їхніх молекулах.
 9. У якій зі сполук HBr , HCl , HI зв'язок між атомами є найбільш полярним?
- *10. У якій із речовин зв'язок між атомами тільки ковалентний полярний: а) натрій оксид; б) гідроген пероксид; в) карбон(IV) оксид?
- *11. Визначте, за рахунок яких електронів (*s*-, *p*-) формується ковалентний зв'язок під час утворення молекул фтору F_2 і гідроген сульфїду H_2S .

2.2. Кристалічна й молекулярна будова речовини

Усі тіла, які складаються з твердих речовин, на відміну від рідких і газоподібних, мають певну форму та об'єм.

За внутрішньою будовою й властивостями розрізняють дві форми твердої речовини — аморфну й кристалічну. В *аморфній* речовині її частинки (молекули, атоми, йони) розміщені безладно (рис. 3, *а*). Під час нагрівання аморфні речовини (скло, смоли тощо) не плавляться за певної температури, а поступово розм'якшуються, перетворюючись на рідину.

У *кристалічній* речовині частинки розташовані в строго певних точках простору (рис. 3, *б*). Якщо ці точки сполучити уявними прямими лініями, то утворюється просторовий каркас — *кристалічні ґратки*. Точки, у яких перехрещуються уявні лінії, називають *вузлами* кристалічних ґраток. У них і перебувають реальні частинки речовини, які постійно коливаються. З підвищенням температури амплітуда коливань збільшується, що спричиняє теплове розширення тіл.

Кристалічні ґратки, у вузлах яких розташовані атоми, називають *атомними*. Атоми сполучені між собою ковалентними зв'язками. Наприклад, у кристалічних ґратках алмазу кожен атом Карбону сполучений із чотирма сусідніми атомами рівноцінними за дов-

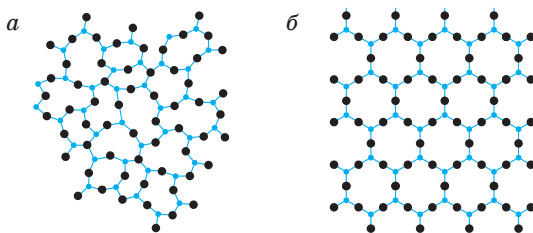


Рис. 3. Будова аморфного кварцового скла (*а*) і кристалічного кварцу (*б*), що побудовані з тієї самої речовини SiO_2

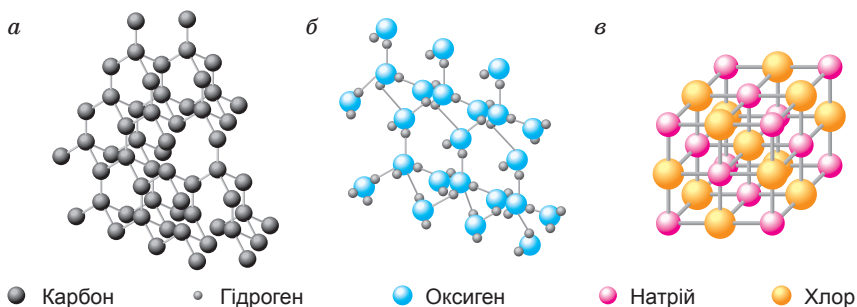


Рис. 4. Моделі кристалічних ґраток: *a* — атомних (алмаз);
б — молекулярних (лід); *в* — йонних (натрій хлорид)

жиною та енергією ковалентними зв'язками (рис. 4, *a*). Речовини з атомними кристалічними ґратками мають *немолекулярну будову*.

Речовини з атомними кристалічними ґратками (кристалічний бор, кремній, германій, силіцій(IV) оксид тощо) мають високі температури плавлення, високу твердість і міцність. За звичайних умов практично не розчиняються в жодному рідкому розчиннику.

Кристалічні ґратки, у вузлах яких розташовані молекули (полярні чи неполярні), називають *молекулярними*. Молекули в цих ґратках утримуються слабкими силами міжмолекулярної взаємодії. Через це такі речовини плавляться та киплять за низьких температур. Вони м'які, нерозчинні або малорозчинні у воді, їхні розчини не проводять електричний струм.

Речовини з молекулярними кристалічними ґратками — це сполуки з *молекулярною будовою*. До них відносять воду (лід), «сухий лід» — твердий CO_2 , тверді прості речовини (йод I_2 , фосфор P_4 , сірка S_8 та ін.), більшість органічних сполук у твердому стані (глюкоза, нафтаген тощо) (рис. 4, *б*).

Кристалічні ґратки, утворені йонами, називають *йонними*. У вузлах таких ґраток розташовані позитивно заряджені йони, оточені негативно зарядженими йонами, і навпаки. Між йонами існують сили електростатичного притягання. Так, у кристалі NaCl кожен йон Натрію оточений шістьма йонами Хлору, а кожний йон Хлору — шістьма йонами Натрію (рис. 4, *в*).

Кількість зв'язків між йонами в такому кристалі достатньо велика, тому всі йони міцно сполучені один з одним. Через це сполуки з йонними кристалічними ґратками за кімнатної температури є твердими й нелеткими. Вони мають високі температури плавлення та високу твердість, але водночас є крихкими і не проводять електричний струм, а в результаті розплавлення або

розчинення в розчинниках з полярним ковалентним зв'язком, наприклад у воді, стають провідниками електричного струму. Йонні сполуки відносять до речовин *немолекулярної будови*.

Запитання та завдання



1. На основі чого розрізняють дві форми твердої речовини?
2. Що таке кристалічні ґратки? вузли кристалічних ґраток?
3. Які кристалічні ґратки називають атомними? Якими хімічними зв'язками сполучені в них частинки речовини?
4. Які фізичні властивості характерні для речовин з атомними кристалічними ґратками?
5. Які кристалічні ґратки називають молекулярними? Чому?
6. Які сили утримують молекули у вузлах молекулярних кристалічних ґраток?
7. Які фізичні властивості характерні для речовин у твердому стані з молекулярними кристалічними ґратками?
8. Які речовини у твердому стані — графіт, йод, лід — мають молекулярні кристалічні ґратки?
9. Які кристалічні ґратки називають йонними? Які сили утримують частинки речовини у вузлах кристалічних ґраток?
10. Які фізичні властивості характерні для речовин з йонними кристалічними ґратками?
11. Які сполуки — з йонним чи ковалентним зв'язком — погано розчиняються у воді та мають низькі температури плавлення і кипіння?
12. Які речовини — CaCO_3 , H_2O (лід), алмаз, I_2 (тв) — мають йонні кристалічні ґратки?

Розділ 1

Розчини

Майже всі хімічні процеси, які трапляються в природі — в організмах тварин, у рослинах або в земній корі, де життя неможливе... відбуваються в розчині.

*Вільгельм Оствальд,
лауреат Нобелівської премії*

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

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

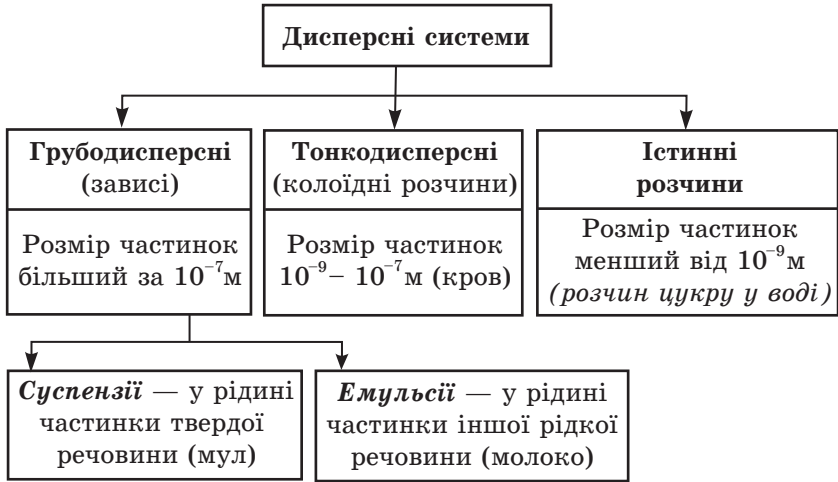
- що таке дисперсні системи та їхні складові;
- що таке розчинник і розчинена речовина;
- чим суспензії відрізняються від емульсій;
- якими бувають розчини.

Поняття про дисперсні системи. *Дисперсною* називають систему, коли в об'ємі однієї речовини розподілено достатньо подрібнених частинок інших речовин.

Речовину, у якій розподілена інша речовина, називають *дисперсійним середовищем*, або *розчинником*, а ту, що розподіляється, — *дисперсною фазою*, або *розчиненою речовиною*. Якщо обидва компоненти в чистому вигляді мають однаковий агрегатний стан, то середовищем називають той з них, який узято в більшій кількості. Наприклад, у розчині кухонної солі у воді останню розглядають як розчинник, а кухонну сіль — як розчинену речовину, оскільки її взято в меншій кількості.

Властивість різних речовин розчинятися в інших речовинах виражена не однаковою мірою. Одні речовини можуть розчинятися одна в одній безмежно (наприклад, вода й етиловий спирт), інші — лише в обмежених кількостях (наприклад, алюміній хлорид у воді).

Властивості розчинів, у першу чергу їхня стійкість, залежать від розмірів розподілених частинок. Через це розрізняють грубодисперсні системи (суспензії, емульсії), колоїдні та істинні розчини (схема 8).



Суспензії (від латин. *суспензіо* — «підвішування») — це системи, у яких дрібні частинки твердої речовини рівномірно розподілено між молекулами рідкого дисперсійного середовища (цементні розчини, емалеві фарби, мутна глиниста вода).

Емульсії — це системи з рідким дисперсійним середовищем і рідкою дисперсною фазою (бітумні матеріали, емульсійні фарби, лікарські та косметичні засоби, харчові продукти). Термін походить від латинського дієслова, що означає «доїти», оскільки однією з перших вивчених емульсій було молоко.

У суспензіях та емульсіях розміри частинок дисперсної фази досить значні: 10^{-5} – 10^{-7} м. Тому грубодисперсні системи є нестійкими: із часом їхні частинки або осідають під дією сили тяжіння, або спливають на поверхню — залежно від співвідношення густини дисперсійного середовища та дисперсної фази.

Якщо ця різниця незначна, то частинки осідають або спливають дуже повільно. Такі суспензії іноді називають *зависями* (рис. 5).



Рис. 5. Борошно, зависле у воді, має блакитне забарвлення. Цей ефект пояснюють тим, що синє світло розсіюється частинками борошна сильніше, ніж червоне. Розмір частинок борошна вищого ґатунку становить $3\text{--}4 \cdot 10^{-5}$ м

Демонстраційний дослід

• Приготування суспензії крейди у воді

У фарфоровій ступці ретельно розтирають шматочок крейди до стану тонкого порошку. Вносять в пробірку один мікрошпатель одержаного порошку, доливають 3–4 мл дистильованої води й декілька разів енергійно збовтують вміст пробірки. Частинки крейди розподіляються практично рівномірно в усьому об'ємі розчину. Поміщають пробірку в штатив: декілька хвилин відбувається розшарування приготованої суспензії.

• Приготування емульсії олії у воді

У три пробірки наливають воду до половини їхнього об'єму. У першу додають 8–10 крапель олії (або рідкого машинного масла), закривають пробірку пробкою, декілька разів енергійно збовтують й ставлять у штатив. У другу пробірку додають п'ять крапель розчину мила з масовою часткою 2 % та 8–10 крапель олії, також енергійно збовтують вміст пробірки й ставлять у штатив. У третю пробірку наспівають три мікрошпателі натрій тетраборату декагідрату (бури) $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, збовтують до повного розчинення солі, додають 8–10 крапель олії, енергійно збовтують (2–3 хв) і ставлять у штатив. У яких пробірках спостерігається швидке розшарування емульсії? Який висновок можна зробити про стійкість емульсій в інших пробірках? Яку роль відіграють мило та бура? Поясніть їхній вплив на стабільність емульсії.

Колоїдні та істинні розчини. Якщо розміри частинок розподіленої речовини менші за 10^{-9} м, то система є стійкою і не розшарується під час тривалого стояння. Такі системи називають *істинними*, або *молекулярними розчинами*. Їхні частинки не можна виявити оптичними методами. Через це істинні розчини вважають *однорідними системами*.

Проміжними між істинними розчинами та грубодисперсними системами (зависями) є *тонкодисперсні системи*, або *колоїдні розчини* (з грец. *кола* — клей, *ейдос* — вид, тобто «клеєподібні»). Це такі дисперсні системи, у яких розміри розподілених частинок знаходяться між розмірами частинок зависей та істинних розчинів. Розмір частинок колоїдних розчинів становить 10^{-7} – 10^{-9} м. Такі частинки не можна побачити неозброєним оком, однак їх можна роздивитися в розчині за допомогою ультрамікроскопа: промені світла відбиваються від колоїдних частинок, заломлюються й стають видимими. Отже, тонкодисперсні системи належать до *неоднорідних*.

Дисперсна фаза та дисперсійне середовище відстоюванням розділяються досить повільно.

Для допитливих



Прикладом складної дисперсної системи є молоко (рис. 6), складові якого — вода, жир, казеїн і молочний цукор. Жир перебуває у вигляді емульсії. Під час стояння молока він поступово спливає на поверхню, таким чином утворюючи вершки. Казеїн міститься у молоці у вигляді колоїдного розчину й самочинно не виділяється. Однак його легко можна осадити у вигляді сиру, підкисливши молоко, наприклад оцтом. У природних умовах казеїн виділяється в результаті скисання молока. Нарешті, молочний цукор перебуває у вигляді молекулярного розчину, виділити його можна лише в результаті випаровування води.

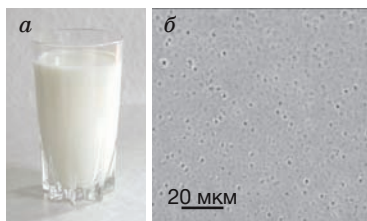


Рис. 6. Молоко здається нам однорідною рідиною, коли ми розглядаємо його неозброєним оком (а). Якщо ж краплю молока помістити під мікроскоп, добре видно краплинки молочного жиру (б)

Експериментуємо вдома

Приготування страв на основі колоїдних розчинів



- **Приготування желе:** 400 г цукру, 0,25 чайної ложки оцтової есенції, 2 склянки води, лимонна кислота на кінчику чайної ложки. Для приготування желе використовують желатин.

Це — білковий матеріал з $M_r = 50\text{--}70$ тис. Желатин утворюється під час довготривалої лужної обробці кісток, хрящів, сухожилля з подальшою екстракцією водою за температури $50\text{--}100$ °С. Властивість желатину набувати драглистої консистенції використовують у харчовій промисловості та для виготовлення фотоплівки.

Добре промийте в холодній проточній воді та замочіть (1 частина желатину на 13–15 частин води). Через 2–3 години надлишок води злийте. Зваріть сироп (співвідношення цукру та води — 1 : 1), охолодіть до 60 °С. До сиропу додайте набухлий желатин, розмішайте та пропустіть крізь сито з невеликими розмірами отворів. Якщо желатин погано розчинився, підігрійте суміш, безперервно перемішуючи. Розлийте по формочках і поставте в холодильник (рис. 7).

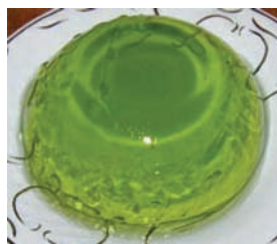


Рис. 7. Желе — харчовий колоїдний розчин

- **Приготування киселю:** на 1 кг густого киселю необхідно взяти 70 г крохмалю, середньої густоти — 40 г, рідкого — 30 г. (В 1 чайній ложці міститься 10 г крохмалю.)

Перед заварюванням крохмаль розводять холодною кип'яченою водою або соком із розрахунку одна частина крохмалю на чотири частини рідини.

Рідкі киселі, а також киселі середньої густоти після сполучення з крохмалем не кип'яють, а лише доводять до кипіння, оскільки під час тривалого нагрівання кисіль втрачає характерну консистенцію.

Приготуємо рідкий яблучний кисіль.

Візьміть 3 яблука, 0,5 склянки цукрового піску, 3 чайні ложки (30 г) крохмалу, лимонну кислоту на кінчику чайної ложки та 4 склянки води. Яблука наріжте, залийте гарячою водою та варіть протягом 15–25 хв. Процідіть відвар крізь сито з отворами маленького діаметра. Розварені яблука протріть, додайте до відвару. Насипте лимонну кислоту і цукор, розмішайте, нагрійте до кипіння. У гарячий сироп влийте розведений питною водою крохмаль, розмішайте, доведіть до кипіння, розлийте в порційний посуд та охолодіть.

Основні поняття. Дисперсні системи. Дисперсна фаза. Дисперсійне середовище. Суспензія. Емульсія. Колоїдний розчин. Істинний розчин.

Запитання та завдання



1. Які системи називають дисперсними?
2. Який компонент дисперсної системи називають дисперсійним середовищем? дисперсною фазою?
3. Що таке зависі? колоїдні розчини? істинні розчини? Яка із цих дисперсних систем є найстійкішою?
4. Істинним називають розчин, розмір частинок розчиненої речовини в якому:
 - а) менший від 10^{-9} м;
 - б) 10^{-7} – 10^{-9} м;
 - в) 10^{-5} – 10^{-7} м;
 - г) 10^{-3} – 10^{-5} м.
5. Який розмір частинок має бути в дисперсійній системі, щоб її можна було віднести до колоїдних розчинів?
6. Яку дисперсну систему називають суспензією? емульсією? Чим вони відрізняються?

§ 4. Загальна характеристика розчинів.

Значення розчинів у природі, житті та практичній діяльності людини

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- з яких компонентів складається розчин;
- що є основною ознакою розчинів;
- якими бувають розчини за агрегатним станом;
- про значення розчинів у природі, житті й господарській діяльності людини.

Поняття про розчини. У повсякденному житті ми щоденно стикаємося з розчинами. Серед них розчин оцтової кислоти (столовий оцет), водний розчин амоніаку (нашатиричний спирт), водний розчин гідроген пероксиду (перекис водню), спиртовий розчин йоду, спиртовий розчин брильянтового зеленого (зеленка) тощо. Для

консервування овочів і фруктів широко застосовують водні розчини кухонної солі та цукру.

А яке визначення цього поняття дає наука?

Розчин — це однорідна система, яка складається з двох або більше компонентів (*розчинника та розчинених речовин*), відносні кількості яких можуть змінюватися в широких межах.

Розчинником вважають той компонент, який у чистому вигляді існує в тому самому агрегатному стані, що й розчин. Якщо обидва компоненти перебувають в одному агрегатному стані, то розчинником умовно вважають той, який узято в більшій кількості. Воду практично завжди вважають розчинником, незалежно від її кількості в розчині.

Нагадаємо, що **однорідними** вважають такі системи з двох або кількох речовин, у яких незброєним оком і навіть під мікроскопом не можна виявити їхні частинки. При цьому кожний із компонентів розподілений у масі іншого у вигляді своїх частинок — атомів, молекул або йонів.

За основною ознакою — однорідністю розчини відрізняються від механічних сумішей (склад і властивості яких непостійні) і більше нагадують хімічні сполуки (склад яких є сталим). Проте розчини не мають строго визначеного складу. У цьому полягає суттєва відмінність від хімічних сполук.

За агрегатним станом розчини бувають газоподібними, рідкими та твердими. *Газоподібними* розчинами є повітря та інші суміші газів. Прикладом *рідких* розчинів є розчини спирту та цукру у воді тощо, *твердих* — сплави (розчини одного або кількох металів в іншому, наприклад латунь або сталь).



Рис. 8. Сталеві труби — продукція Нікопольського трубного заводу

Сталь (твердий розчин) — сплав заліза з вуглецем і домішками, а також легуючими металами, які надають їй певних властивостей (рис. 8).

Найпоширенішими є рідкі розчини. Вони складаються з розчинника (рідини) і розчинених речовин (газоподібних, твердих чи рідких). Розчини можуть бути як водними (розчинник — вода), так і неводними (органічні розчинники — спирт, естер, бензин та ін.). Органічними розчинниками розчиняють жири, лаки, фарби. На основі органічних розчинників виготовляють клеї. Наприклад, відомий клей БФ-2 — це розчин органічних смол у спирті, а гумовий клей — розчин каучуку в бензині.

Найпоширеніші — водні розчини, оскільки у воді розчиняється багато твердих, рідких та газоподібних речовин.

Значення розчинів у природі, житті та практичній діяльності людини. Більшість хімічних реакцій відбуваються у розчинах, через це розчини мають велике значення у житті природи. Вода морів та океанів — розчин. У морській воді зародилося життя.

Вода на Землі відіграє роль могутньої геологічної сили. Вона розчиняє та переносить величезні кількості розчинених речовин. Із природних водних розчинів утворюються осадові гірські породи, джерела мінеральних вод.

Розчинення водою, наприклад, вапняку спричиняє утворення печер, виникнення в них сталактитів і сталагмітів.

Рослини беруть усі поживні речовини з ґрунту у вигляді розчинів. Організми тварин і людина також потребують розчинів, оскільки процес травлення неможливий без перетворювання їжі на розчинні сполуки й подальшого всмоктування їх стінками шлунка й кишечника. Розчинами є найважливіші фізіологічні рідини — плазма крові, лімфа, травні соки, рідкий вміст живих клітин (цитоплазма, ядерний сік — каріоплазма) та ін. Дисперсійним середовищем крові є плазма — водний розчин неорганічних солей і білків. Багато медичних препаратів застосовують у вигляді розчинів хімічних речовин у воді або спирті.

У сільськогосподарській практиці у вигляді рідких розчинів використовують деякі добрива та засоби хімічного захисту рослин. Багато технологічних процесів у різних галузях промисловості (добування металів, виробництво добрив, фарб, паперу, харчових продуктів, зубної пасти, лаків тощо) відбуваються у розчинах.

У хімічних лабораторіях замість твердих речовин часто використовують їхні розчини. Розчинені речовини швидше взаємодіють у хімічних реакціях.

Вода сприяє перетворенню речовин одного класу на речовини іншого (наприклад, у реакціях оксидів з водою утворюються кислоти й основи). Розчини цих речовин ми вивчаємо на уроках хімії.

Основні поняття. Розчин. Розчинник. Розчинена речовина. Тверді, рідкі та газоподібні розчини.

3 історії хімії

До 80-х років XIX ст. існувала фізична теорія розчинів, яку розвивали у своїх працях голландський учений Я. Вант-Гофф, шведський — С. Арреніус та ін. Вони розглядали розчини як механічні суміші двох або більшої кількості речовин. Вважали, що в розчинах відсутня будь-яка взаємодія між розчиненою речовиною та розчинником.

Вивчаючи процес розчинення, Д. І. Менделєєв звернув увагу на хімічні явища, що його супроводжували. У 1887 р. вчений запропонував хімічну (гідратну) теорію розчинів. Згідно із цією теорією, розчини — це нестійкі хімічні сполуки частинок розчиненої речовини й розчинника. У сучасній фізико-хімічній теорії розчинів об'єднано положення хімічної та фізичної теорій. У її створенні велику роль відіграли праці багатьох учених, зокрема і нашого співвітчизника М. А. Ізмайлова.

Микола Аркадійович Ізмайлов (1907–1961)



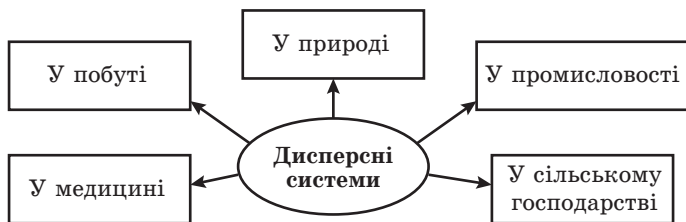
Уродженець Кавказу, М. А. Ізмайлов майже все життя прожив у Харкові — навчався, працював, робив відкриття. З 1931 р. його діяльність пов'язана з Харківським університетом і науково-дослідним хіміко-фармацевтичним інститутом. Результати багаторічних досліджень властивостей розчинів учений узагальнив у класичній монографії «Електрохімія розчинів».

За видатні досягнення та самовіддану працю М. А. Ізмайлова нагороджено орденами й медалями, він лауреат престижних наукових премій.

Запитання та завдання



1. Яка основна ознака характеризує розчини?
2. За якою ознакою розчини відрізняються: а) від механічних сумішей; б) від хімічних сполук?
3. Як розрізняють розчини за агрегатним станом?
4. Чи можуть розчини бути неводними? Наведіть приклади.
5. Яке значення мають водні розчини в природі, житті та практичній діяльності людини?
6. Розгляньте схему. Доповніть її прикладами застосування дисперсних систем та поширення їх у природі.



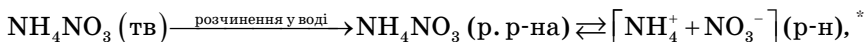
§ 5. Розчинення — фізико-хімічний процес

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- на які структурні частинки подрібнюються речовини під час розчинення;
- чому розчинення вважають фізико-хімічним процесом.

Сутність процесу розчинення. Розчинення — це процес переходу речовини в розчин без зміни ступенів окиснення елементів. Простежимо за цим процесом на прикладі солі та кислоти чи основи.

Під час розчинення відбувається подрібнення речовини до стану молекул або йонів, наприклад:



а також рівномірний розподіл (дифузія) частинок, що утворилися, між молекулами води. Процес дифузії відбувається спонтанно в результаті теплового руху частинок розчину. Подрібнення й дифузія — це фізичні процеси, тому й розчинення можна вважати фізичним процесом.

Демонстраційний дослід

Дифузія в рідинах

У циліндричну посудину об'ємом 250 мл наливають дистильованої води до 2/3 її об'єму. Потім за допомогою піпетки обережно доливають, уникаючи перемішування, на її дно 20 мл концентрованого розчину калій дихромату $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ — речовини оранжево-червоного кольору. Починаючи із цього моменту молекули води проникатимуть у нижній шар розчину, а частинки солі — у верхній. Такий процес відбуватиметься, поки концентрація розчину в усьому об'ємі не стане однаковою — про це свідчитиме його однорідне забарвлення.

Однак якщо в хімічний стакан з водою за кімнатної температури внести кристали солі — амоній нітрату, то в міру розчинення солі розчин охолоне настільки сильно, що стакан навіть примерзне до столу, якщо зовні був мокрим. Це може відбутися лише в результаті витрачання енергії у вигляді теплоти.

На який процес витрачається енергія?

На переведення речовини з твердого стану в розчинений, тобто на руйнування кристалічних ґраток.

Вода витрачає свою енергію на руйнування хімічних зв'язків $(\text{NH}_4^+)—(\text{NO}_3^-)$ у йонному кристалі солі. Йони NH_4^+ та NO_3^- , що утворилися, переходять у розчин.

Отже, під час розчинення NH_4NO_3 у воді температура розчину знижується. Проте другий експеримент змушує замислитися.

* Рівняння в дужках показує, що сіль у розчині перебуває у вигляді йонів.

Якщо розчинити у воді іншу речовину з йонними кристалічними ґратками — натрій гідроксид NaOH, то виявиться, що температура розчину підвищується:



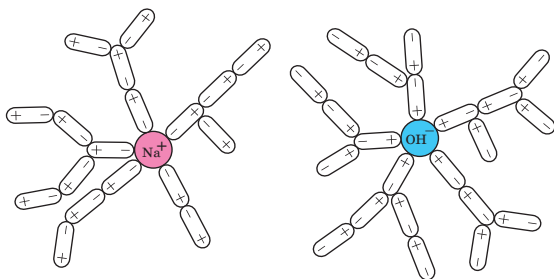
Йонні ґратки руйнуються (адже утворюється розчин), вода витрачає свою енергію, а температура не тільки не знижується, а, навпаки, зростає. Зрозуміло, що відбувається ще якийсь процес з виділенням теплоти і цей процес має перевагу над руйнуванням кристалічних ґраток.

У результаті додавання до води, наприклад, сульфатної кислоти також відбувається розігрівання розчину, тобто розчинення супроводжується виділенням теплоти.

Отже, виділення або поглинання теплоти під час розчинення вказує на наявність хімічного процесу, зумовленого утворенням якихось нових зв'язків.

Які ж зв'язки утворюються?

Після руйнування йонних зв'язків (Na^+)—(OH^-), так само, як і для NH_4NO_3 , йони Na^+ і OH^- потрапляють у воду. Полярні молекули води — диполі («два полюси») певним чином орієнтуються навколо кожного з йонів, електростатично взаємодіють з ними, створюючи водну оболонку (рис. 9).



$\ominus \oplus$ — схематичне зображення молекули води

Рис. 9. Гідратовані йони Na^+ і OH^- у водному розчині

Такі водні оболонки навколо йонів називають *гідратними*, процес їхнього утворення — *гідратацією*, а продукти — *гідратованими йонами*. Експерименти показують, що гідратна оболонка навколо кожного йона складається приблизно з 30 молекул води. Цей процес супроводжується виділенням енергії.

Сила, яка зв'яже частинки в гідратній оболонці, та кількість диполів H_2O в ній залежать від багатьох факторів: від заряду йона та його розмірів, від температури розчину, від кількості води тощо. Енергія кристалічних ґраток також залежить від хімічної

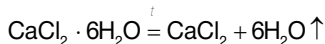
природи йонів, що їх утворюють. Тому й кількість теплоти, що виділяється чи поглинається під час розчинення, різна.

Демонстраційний дослід

Теплові явища під час розчинення

Наливають у два хімічні стакани ємністю 100 мл воду об'ємом 50 мл і вимірюють температуру термометром. Потім в один зі стаканів насипають 0,4 г амоній нітрату, розмішують його до повного розчинення та знову вимірюють температуру. Яким чином змінилася температура: зросла чи знизилася?

У другий стакан насипають 0,55 г CaCl_2 , попередньо прожареного в муфельній печі за температури 300 °С та охолодженого до кімнатної температури. Розмішують його склянкою паличкою до повного розчинення і визначають температуру розчину. Попереднє прожарювання кальцій хлориду необхідне для одержання зневодненої солі:



У якому з проведених дослідів відбувалося виділення теплоти, а в якому — поглинання?

Таким чином, ми спостерігали, що процес розчинення речовин в одних випадках супроводжується поглинанням теплової енергії, а в інших — її виділенням. Це свідчить про те, що під час розчинення речовин відбуваються як фізичні явища (подрібнення речовин до структурних частинок — молекул або йонів, їхня дифузія), так і хімічні — взаємодія утворених частинок з молекулами розчинника. Загальний тепловий ефект процесу розчинення залежить від співвідношення величини енергії, яка поглинається у результаті розриву зв'язків між йонами і величини енергії, яка виділяється у результаті хімічної взаємодії цих часток з молекулами води, тобто гідратації. Отже, розчинення — це фізико-хімічний процес. Висновок: розчини займають проміжне положення між механічними сумішами та хімічними сполуками.

Схожість розчинів з механічними сумішами:

- розчини не мають сталого складу, він може змінюватися в широких межах;
- розчини зберігають багато властивостей розчинника й розчиненої речовини. Їх можна легко розділити на складові, так само як і механічні суміші.

Схожість розчинів із хімічними сполуками:

- розчини однорідні та стійкі, не осаджуються й не розшаровуються під час тривалого стояння;
- процес розчинення супроводжується тепловими явищами, а в багатьох випадках — зміненням кольору.

Основні поняття. Подрібнення розчиненої речовини. Дифузія. Теплові явища. Гідратація.

Запитання та завдання



1. Який процес називають розчиненням? Чи відбувається при цьому зміна ступеня окиснення елементів?
2. Чому процес розчинення можна назвати: а) фізичним; б) хімічним; в) фізико-хімічним?
3. Який процес — фізичний чи хімічний — супроводжується: а) поглинанням енергії; б) виділенням енергії?
4. Як називають водні оболонки, що утворюються навколо кожного йона, коли він переходить у воду? Як називають полярні молекули води, що утворюють водні оболонки?
5. Чим розчини схожі з механічними сумішами? із хімічними сполуками?

§ 6. Кристалогідрати

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- що таке кристалогідрати;
- яку воду називають кристалізаційною;
- як обчислювати масову частку кристалізаційної води в кристалогідратах.

Поняття про кристалогідрати. Продуктом електростатичної взаємодії води з частинками розчиненої речовини є гідрати. Процес утворення гідратів називають *гідратацією*. Гідратація має місце для будь-яких частинок — і молекул, і йонів.

Гідрати — це нестійкі сполуки змінного складу, що утворюються під час хімічної взаємодії молекул води з частинками розчиненої речовини.

Гідрати зазвичай розкладаються під час випарювання розчинів. Але іноді взаємодія між молекулами розчинника та частинками розчиненої речовини (молекулами або йонами) настільки сильна, що утворюються стійкі сполуки. Їх можна виділити з розчину у вигляді так званих *кристалогідратів* — кристалічних речовин, що містять молекули води. Воду, що входить до їхнього складу, називають *кристалізаційною*.



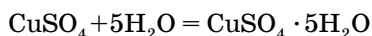
Рис. 10. Кристали мідного купоросу

Склад кристалогідратів описують формулами, що показують, яку кількість кристалізаційної води містить кристалогідрат. Наприклад, якщо до купрум(II) сульфату (порошок білого кольору) додати воду, то отримаємо розчин блакитного кольору. У результаті обережного випарювання цього розчину утворюються кристали синього забарвлення (рис. 10).

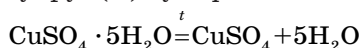
Це інша речовина — мідний купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, або купрум(II) сульфат пентагідрат.

У назвах кристалогідратів використовують грецькі назви числівників: один — *моно-*, два — *ди-*, три — *три-*, чотири — *тетра-*, п'ять — *пента-*, шість — *гекса-*, сім — *гепта-*, вісім — *окта-*, дев'ять — *нано-*, десять — *дека-*.

Запишемо перетворення безводного купрум(II) сульфату на мідний купорос рівнянням:



Під час прожарювання мідного купоросу виділяється вода та знову утворюється купрум(II) сульфат:



Приклади інших кристалогідратів: $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ — залізний купорос, або ферум(II) сульфат гептагідрат, $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — гіпс, або кальцій сульфат дигідрат, $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — кристалічна сода, або натрій карбонат декагідрат.

Міцність зв'язку між водою та сіллю в різних кристалогідратах неоднакова: одні відщеплюють кристалізаційну воду навіть за кімнатної температури, а зневоднення інших потребує досить сильного нагрівання.

Явище гідратації йонів можна спостерігати на такому досліді.

Лабораторний дослід 1

Гідратація йонів у розчині

У пробірку, заповнену на 1/4 об'єму дистильованою водою, помістіть невеликий кристалик безводного купрум(II) сульфату — речовини білого кольору. У результаті його розчинення у воді утворюється забарвлений розчин. Якого кольору? Забарвлення розчину обумовлено утворенням гідратованих йонів купруму(II) — $\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_m^{2+}$. Перелийте цей розчин у тигель необхідного об'єму. За допомогою тигельних щипців обережно нагрійте тигель на газовому пальнику до появи перших кристаликів. Зверніть увагу на їхній колір. Який склад вони мають? Якщо воду випарувати повністю та кристалики прожарити за температури, вищої за 250 °С, то забарвлення зміниться на інше. На яке? Чому?

На основі отриманих результатів складіть:

- рівняння гідратації йона купрум(II) та сульфат-іона;
- рівняння реакції утворення кристалогідрату;
- рівняння термічного розкладання кристалогідрату.

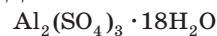
Обчислення масової частки кристалізаційної води в кристалогідратах. Розглянемо на прикладі, як визначати масову частку кристалізаційної води в кристалогідратах.

■ Приклад розв'язування задачі



Обчисліть масову частку кристалізаційної води в кристалогідраті складу $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$.

Дано:



$w(\text{H}_2\text{O})$ — ?

Розв'язання

Відношення маси будь-якої речовини, в даному випадку H_2O , що входить до складу ще більш складної речовини $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$, на-

зивають масовою часткою цієї речовини та позначають $w(\text{H}_2\text{O})$:

$$w(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{m[\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}]} \quad \text{або} \quad w(\text{H}_2\text{O}) = \frac{18 \cdot M(\text{H}_2\text{O})}{M[\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}]}$$

Оскільки масову частку виражають у відсотках, то вміст води в 100 г кристалогідрату становить:

$$w(\text{H}_2\text{O}) = \frac{18 \cdot M(\text{H}_2\text{O})}{M[\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}]} \cdot 100\% = \frac{18 \cdot 18 \text{ г}}{666 \text{ г}} \cdot 100\% = 48,65\%$$

Відповідь: 48,65 %.

Основні поняття. Кристалогідрати. Кристалізаційна вода.

■ Запитання та завдання



- Які сполуки називають кристалогідратами? Наведіть приклади. Яку воду називають кристалізаційною?
- Обчисліть масову частку кристалізаційної води в кристалогідраті $\text{Na}_2\text{S} \cdot 9\text{H}_2\text{O}$.
- Яка масова частка кристалізаційної води міститься в кристалогідраті $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$?
- Склад кристалогідрату можна описати формулою $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Визначте масову частку кристалізаційної води в цій речовині.
- Яка масова частка кристалізаційної води в кристалогідраті $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$?
- Яка масова частка кристалізаційної води в кристалогідраті $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$?
 - 32,4 %;
 - 28,8 %;
 - 24,6 %;
 - 22,9 %.
- Якою є формула кристалогідрату, утвореного MgCl_2 , якщо масова частка кристалізаційної води в ньому становить 53,2 %?
- Якою є формула кристалогідрату, утвореного $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, якщо масова частка кристалізаційної води в ньому становить 69,5 %?
- Визначте масову частку купрум(II) сульфату в розчині, утвореному розчиненням у 1,2 кг води купрум(II) сульфату пентагідрату масою 400 г.
- Яка маса магній сульфату гептагідрату випаде в осад під час повільного випарювання 700 г розчину магній сульфату з масовою часткою 8,4 %?

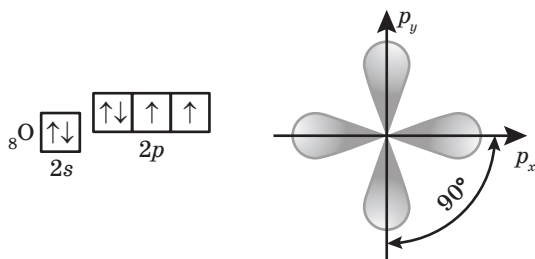
§ 7. Будова молекули води. Поняття про міжмолекулярний водневий зв'язок

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- як побудована молекула води;
- що таке міжмолекулярний водневий зв'язок;
- чому вода є найбільш універсальним розчинником.

Будова молекули води. Двовалентний атом Оксигену утворює з атомами Гідрогену молекулу води кутової форми (рис. 11).

Це пояснюють тим, що обидва валентні (неспарені) електрони центрального атома молекули води — Оксигену перебувають на $2p$ -орбіталях, які розташовані в просторі в площині під кутом 90° одна до одної:



Неспарені електрони обох атомів Гідрогену перебувають на $1s$ -орбіталі:



Під час утворення молекули води s -орбіталі атомів Гідрогену перекриваються p -орбіталями атома Оксигену з утворенням кутової структури (рис. 11). При цьому кут між двома ковалентними

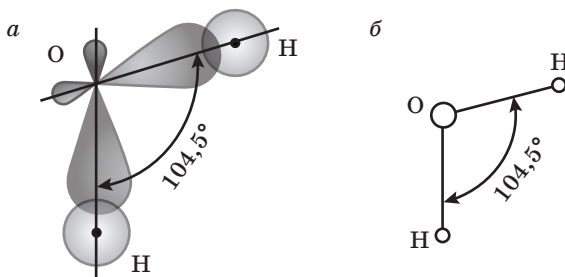


Рис. 11. Утворення молекули води: *a* — схема взаємодії атомів Гідрогену з атомом Оксигену; *б* — кулестрижнева модель



Рис. 12. Розподіл зарядів у молекулі води: центр негативного заряду розташований на атомі Оксигену, центр позитивного — між атомами Гідрогену

зв'язками становить приблизно $104,5^\circ$. Відбувається зміщення спільних електронних пар обох зв'язків у бік атома Оксигену як більш електронегативного атома порівняно з атомом Гідрогену. Унаслідок цього на атомах Гідрогену виникають надлишкові позитивні заряди δ^+ , а на атомі Оксигену — надлишковий негативний заряд $2\delta^-$ (рис. 12). Отже,

молекула води полярна, тобто являє собою диполь.

Поняття про міжмолекулярний водневий зв'язок. Між протилежно зарядженими атомами Гідрогену та Оксигену різних молекул води виникає електростатична взаємодія, у результаті чого молекули води можуть взаємодіяти — притягуватися одна до одної. Такий різновид взаємодії називають *міжмолекулярною взаємодією*.

Подібний зв'язок виникає між молекулами, до складу яких входять атом Гідрогену та атом сильно електронегативного елемента Флуору, Оксигену, Нітрогену, рідко Хлору та Сульфуру. У таких молекулах спільна електронна пара сильно зміщується від атома Гідрогену до атома електронегативного елемента, а позитивний заряд атома Гідрогену δ^+ зосереджується в малому об'ємі. Тому протон, тобто атом Гідрогену однієї молекули, що практично втратив свій електрон, взаємодіючи з неподіленою електронною парою, наприклад, атома Оксигену іншої молекули, скажімо, води, усупільнює її. У результаті утворюється інший, слабкіший за ковалентний (приблизно в 15–20 разів) зв'язок (рис. 13), який називають *міжмолекулярним водневим*.

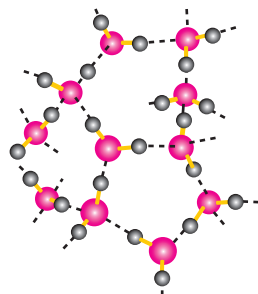


Рис. 13. Водневий зв'язок між молекулами води (позначено чорними пунктирними лініями), ковалентний між атомами Гідрогену та Оксигену — жовтими суцільними

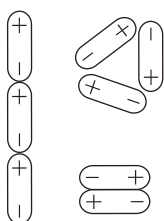
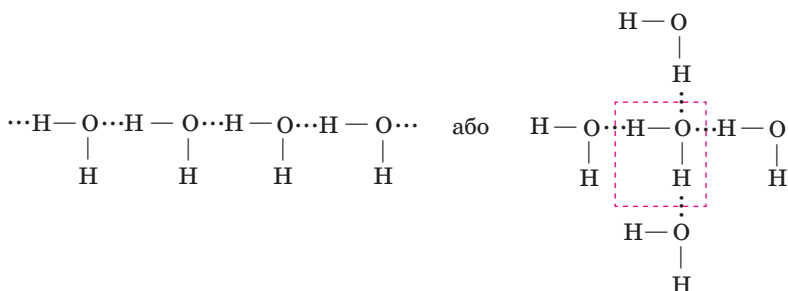


Рис. 14. Асоціація диполів води

Через це відбувається асоціація молекул води (рис. 14), тобто сполучення їх у складніші (подвоєні, потроєні тощо) асоціати, склад яких можна описати формулою $(\text{H}_2\text{O})_n$, де $n = 2, 3$ і т. д.

Утворення водневих зв'язків між кількома молекулами води можна подати у вигляді фор-

мул; водневий зв'язок зображено точками, на відміну від ковалентного, який позначають рисками:



Як видно зі схеми, кожна молекула води може утворити чотири водневі зв'язки із сусідніми молекулами. Саме таким чином побудований лід, і тому він має дірчасту структуру.

Під час плавлення льоду ця структура руйнується, молекули води набувають компактнішої структури. Через це густина води є більшою, ніж густина льоду.

Наявністю водневих зв'язків пояснюють підвищену температуру танення льоду ($0\text{ }^{\circ}\text{C}$) і кипіння води ($100\text{ }^{\circ}\text{C}$) порівняно з відповідними температурами сполук Гідрогену з іншими елементами VI-A групи (H_2S , H_2Se , H_2Te), оскільки в такому випадку необхідне додаткове витрачання енергії на руйнування водневих зв'язків.

Утворенням асоціатів пояснюють високу теплоємність води та великі витрати теплоти на її випаровування — саме за рахунок витрачання теплоти на випаровування води з поверхні шкіри наш організм підтримує нормальну температуру в спеку.

Установлено, що лише водяна пара складається з неасоційованих (вільних) молекул H_2O .

Саме завдяки великій полярності молекул H_2O вода є *універсальним розчинником*. Вона добре розчиняє йонні сполуки та речовини, що складаються з полярних молекул.

Основні поняття. Міжмолекулярний водневий зв'язок.

Запитання та завдання

1. Яку геометричну форму мають молекули води? Чим це пояснити?
2. Чим відрізняється характер хімічного зв'язку в молекулі води та молекулах водню та кисню?
3. В атомі Оксигену на $2p$ -орбіталях неспарені електрони перебувають під кутом 90° . Чому в молекулі води кут між двома ковалентними зв'язками становить $104,5^{\circ}$?



4. Що таке міжмолекулярний водневий зв'язок? У яких випадках він виникає? Як його умовно позначають?
5. Чому вода має більшу густину, ніж лід?
6. Чим пояснюють той факт, що H_2O має більшу температуру кипіння порівняно з температурами кипіння речовин подібної будови H_2S , H_2Se , H_2Te ?
7. Чому вода є універсальним розчинником?
8. Гідратація — це процес, який відбувається за участі розчиненої у воді речовини внаслідок:
 - а) хімічної взаємодії з водою;
 - б) приєднання молекул води за рахунок електростатичної взаємодії;
 - в) розчинення у воді;
 - г) розриву всіх водневих зв'язків між молекулами води.

§ 8. Розчинність речовин у воді. Залежність розчинності від різних чинників

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- що таке розчинність речовини;
- як впливає температура на розчинність твердих і рідких речовин;
- чому розчинність газів, на відміну від твердих речовин і рідин, зменшується з підвищенням температури;
- як розчинність речовин залежить від тиску.

Розчинність речовин у воді. Здатність речовин розчинятися у воді або якомусь іншому розчиннику називають *розчинністю*. Вода — найбільш універсальний розчинник.

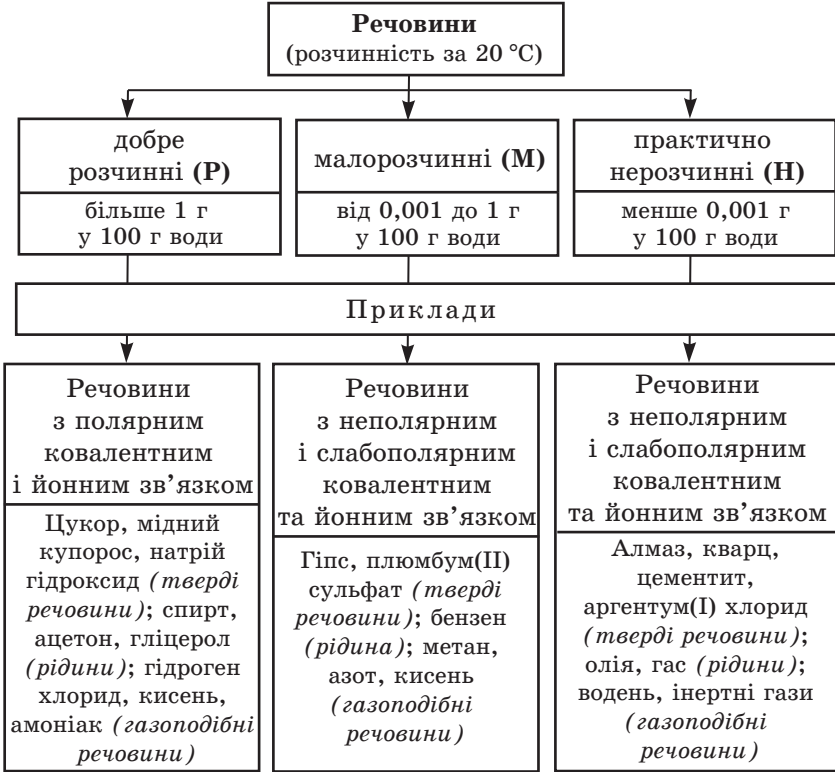
Розчинність речовин не є безмежною. За розчинністю у воді речовини можна поділити на три групи (схема 9): практично *нерозчинні* (наприклад, аргентум(I) хлорид — 0,0015 г/л), *малорозчинні* (гіпс — 2 г/л) і *добре розчинні* (цукор — 2000 г/л).

Відповідно до кількості розчиненої речовини розчини можуть бути *ненасичені*, *насичені* й *пересичені*.

Розчин, у якому речовина більше не розчиняється за даної температури й постійного тиску, називають *насиченим*, а розчин, у якому ще може розчинитися додаткова кількість даної речовини, — *ненасиченим*.

Щоб приготувати насичений розчин, треба у воду за даної температури додавати, безперервно перемішуючи, речовину, поки не утвориться осад, тобто надлишок речовини залишиться нерозчиненим.

Наприклад, насичений розчин натрій хлориду (кухонної солі) за кімнатної температури утворюється в результаті розчинення в 100 г води 36 г солі. Якщо додати ще деяку кількість солі, то більше в цьо-



му розчині вона не розчиняється, а перебуватиме на дні у вигляді осаду (рис. 15).

Однак під час нагрівання суміші солі з водою до 100 °С у 100 г води може розчинитися 39,8 г солі. У результаті охолодження цього розчину надлишок солі не завжди випадає в осад. Такі розчини називають *пересиченими*. Вони є дуже нестійкими, і з них може самовільно виділятися розчинена речовина.

Якщо в пересичений розчин внести кристалик цієї речовини, то на його поверхні починається стрімка кристалізація: надлишкова кількість розчиненої речовини виділяється у вигляді кристалів. Унаслідок цього пересичений розчин перетворюється на насичений. Часто кристалізація починається навіть від легкого струшування пересиченого розчину.

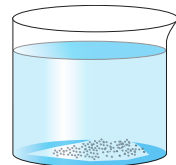


Рис. 15. Насичений розчин

Демонстраційний дослід

Приготування пересиченого розчину натрій етаноату

Розтирають у фарфоровій ступці натрій етаноат дигідрат $\text{CH}_3\text{COONa} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ до порошкоподібного стану. Наповнюють цим порошком пробірку на $\frac{3}{4}$ її об'єму та додають дві краплини води. Закріплюють пробірку в штативі та нагрівають на водяній бані до повного розчинення солі. Виймають пробірку, закріплену в штативі, з водяної бані й охолоджують на повітрі. Труть скляною паличкою внутрішню стінку пробірки: спостерігають кристалізацію солі з пересиченого розчину.

Кількісно розчинність характеризують *коефіцієнтом розчинності* — відношенням маси розчиненої речовини, яка міститься в її насиченому розчині за даної температури, до 100 г розчинника.

Коефіцієнт розчинності позначають k_s (де s — це початкова буква англійського слова *solution* — розчин).

Якщо розчинником служить вода, можна записати так:

$$k_s = \frac{m(\text{р-ни})}{m(\text{H}_2\text{O})} \quad \text{або} \quad k_s = \frac{m(\text{р-ни})}{100 \text{ г H}_2\text{O}}$$

Через те що густина води дорівнює 1 г/мл, замість маси 100 г можна використовувати 100 мл.

Коефіцієнт розчинності найчастіше вимірюють у г/л.

Коли йдеться про розчинність речовини, завжди треба вказувати температуру. Наприклад, коефіцієнт розчинності натрій хлориду за температури 20 °С дорівнює 0,36. Це означає, що 36 г цієї солі розчиняються в 100 мл (100 г) води, утворюючи насичений розчин за температури 20 °С. Якщо ж за цих умов розчинити натрій хлорид масою 20 г, то такий розчин буде ненасиченим, оскільки в ньому за вказаної температури може розчинитися ще 16 г цієї речовини.

Розчинність газів визначають об'ємом газу, який може розчинитися в 1 л розчинника за певної температури.

Розчинність твердих речовин у воді часто визначають за температури 20 °С та об'єму води 100 мл.

Вплив різних чинників на процес розчинення. Розчинність у воді більшості речовин залежить від багатьох чинників.

- **Залежність від температури.** Розчинність більшості твердих і рідких речовин з підвищенням температури зростає.

Графічно залежність розчинності від температури виражають так званими *кривими розчинності* (рис. 16). За цими кривими можна визначити розчинність речовини за різних значень температури, вибравши певну точку. Наприклад, розчинність калій нітрату за температури 60 °С становить 120 г на 100 г води.

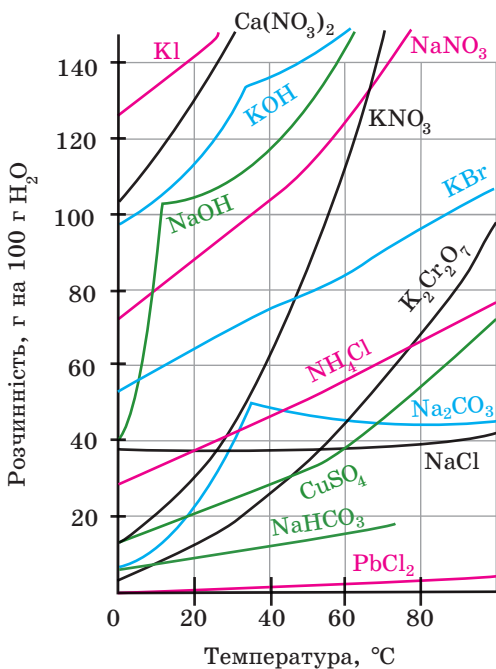


Рис. 16. Криві розчинності деяких солей у воді

Але температурна залежність розчинності різних речовин не однакова. Так, розчинність калій хлориду з підвищенням температури зростає досить сильно, а натрій хлориду — незначною мірою, розчинність же кальцій гідроксиду взагалі знижується (табл. 1).

Таблиця 1

Розчинність гашеного вапна у воді за різних температур

Температура, °C	0	25	50	75	100
$k_s(\text{Ca}(\text{OH})_2)$, г/100 г H_2O	0,176	0,155	0,127	0,098	0,072

Цей факт потрібно враховувати. Наприклад, готуючи вапняну воду — насичений розчин кальцій гідроксиду, не треба нагрівати суміш твердого $\text{Ca}(\text{OH})_2$ і води, оскільки в гарячому розчині цієї речовини буде менше. Як бачимо, гашене вапно найкраще розчиняється за 0 °C.

Гази також розчиняються у воді. Розчинність газів у воді можна легко виявити, якщо налити в склянку холодної води й поставити в тепле місце. За деякий час на стінках склянки з'являться бульбашки газу.

Розчинність газів з підвищенням температури, на відміну від твердих тіл, зменшується (рис. 17), оскільки при цьому зростає швидкість поступального руху молекул газу й відбувається їх випаровування. Під час кип'ятіння розчину розчинені гази майже повністю видаляються.

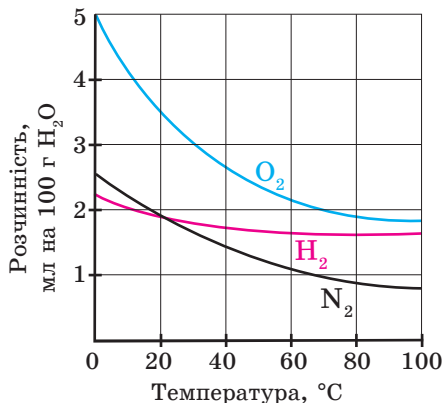


Рис. 17. Залежність розчинності деяких газів від температури

- **Залежність від тиску.** Розчинення твердих і рідких речовин практично не супроводжується зміною об'єму, тому тиск впливає лише на розчинність газоподібних речовин.

Розчинність газів у рідких розчинниках, зокрема у воді, з підвищенням тиску зростає. На цьому ґрунтується один зі способів одержання газованої води. Це розчин (5–10 г/л) вуглекислого газу у воді. Газ у такій воді розчиняють за підвищеного тиску.

У природі велике значення має розчинність кисню у воді, від неї залежить розвиток і підтримка життя у водоймах. Із таблиці 2 видно, що в холодній воді кисень розчиняється краще. Ось чому в холодних водах океану підводне життя багатше, ніж у теплих. Через це основні промислові зони риболовлі розташовані саме в холодних водах.

Таблиця 2

Розчинність кисню в 1 л води за тиску 101,3 кПа

Температура води, °С	0	15	25	40	50	60
Розчинність кисню, л	0,050	0,034	0,028	0,023	0,021	0,019

Для допитливих

Явище розчинення газів у рідині має велике значення у водознавчій справі. Людей, які тривалий час перебували на значній глибині, категорично не можна швидко піднімати на поверхню. Кров людини, яка дихала повітрям під великим тиском, насичена азотом (кисень, що входить до складу повітря, не слід брати до уваги, оскільки він швидко сполучається з кров'ю хімічно). У разі підйому з великою швидкістю азот виділяється з крові у вигляді бульбашок, які можуть закупорити кровоносні судини. Це вкрай небезпечно.



Експериментуємо вдома

Як виростити кристал

Приготуйте за кімнатної температури насичений розчин кухонної солі. Для цього налейте в склянку 50 мл води, висипте 2–3 чайні ложки солі (приблизно 40 г солі на 100 г H_2O) і перемішайте. Якщо за півгодини розчин залишиться насиченим, профільтруйте крізь марлю, складену вдвоє. Половину розчину вилийте в склянку ємністю 100 мл. Потім поставте її в півлітрову скляну банку, наполовину заповнену сумішшю снігу або товченого льоду з кухонною сіллю у співвідношенні 3 частини снігу на 1 частину солі для досягнення температури -21°C . Закрийте банку пластмасовою кришкою та поставте в морозильну камеру холодильника. За чотири години дістаньте банку з холодильника, відкрийте банку, вийміть склянку. Спостерігайте розміри та форму кристалів. Другу половину насиченого розчину NaCl вилийте в ополоник з дерев'яною або пластмасовою ручкою. Обережно нагрійте ополоник з розчином на невеликому вогні, щоб випарувалася вода. Коли вода випариться, порівняйте розміри та форму отриманих кристалів NaCl .



Який з методів одержання кристалів — охолодження насиченого розчину чи його випарювання — дозволяє отримати кристали більшого розміру?

Основні поняття. Розчинність. Коефіцієнт розчинності. Ненасичений, насичений і пересичений розчини. Криві розчинності.

Запитання та завдання

1. Що таке розчинність речовини?
2. Як підвищення температури впливає на розчинність у воді твердих, рідких і газоподібних речовин?
3. Який розчин називають: а) ненасиченим; б) насиченим; в) пересиченим? Який з указаних розчинів є найбільш: а) стабільним; б) нестабільним? Як визначити насичений розчин?
4. Розчинність у воді якої з речовин з підвищенням тиску зростає:
 - а) NaCl ;
 - б) H_2SO_4 ;
 - в) NaOH ;
 - г) CO_2 ?



5. Як кількісно характеризують розчинність твердих речовин у воді? Що таке коефіцієнт розчинності речовини? Як його позначають? Що таке криві розчинності?
6. Навіщо акваріумісти часто пропускають повітря крізь воду в акваріумі?
- *7. У 100 г води розчинено:
- 120 г купрум(II) сульфату за 78 °С;
 - 160 г калій нітрату за 60 °С;
 - 80 г купрум(II) сульфату за 70 °С.
- Користуючись кривими розчинності (рис. 16), укажіть, у яких випадках розчин буде ненасиченим, насиченим, пересиченим.
- *8. Придумайте завдання за кривою розчинності: а) знаходження розчинності за даної температури; б) визначення температури за значенням розчинності.

§ 9. Обчислення розчинності речовини

У цьому параграфі ви навчитеся:

- визначати масу розчиненої речовини за коефіцієнтом її розчинності;
- обчислювати коефіцієнт розчинності речовини за масами розчиненої речовини та розчинника.

Нагадаємо: кількісно розчинність твердих речовин і рідин виражають коефіцієнтом розчинності. Останній дорівнює масі речовини $m(\text{р-ни})$, яка за даної температури розчиняється в 100 г (100 мл) розчинника з утворенням насиченого розчину.

Якщо розчинником є вода, коефіцієнт розчинності описується формулою

$$k_s = \frac{m(\text{р-ни})}{m(\text{H}_2\text{O})} \quad \text{або} \quad k_s = \frac{m(\text{р-ни})}{100 \text{ г H}_2\text{O}}$$

Коефіцієнт розчинності визначають експериментально або користуючись кривими розчинності солей (рис. 16).

■ Приклади розв'язування задач

Приклад 1. Яка маса калій нітрату може розчинитися в 500 мл води за температури 30 °С, якщо його коефіцієнт розчинності $k_s^{30^\circ} = 0,458 \text{ г/мл}$?



<p>Дано:</p> <p>$V(\text{H}_2\text{O}) = 500 \text{ мл}$</p> <p>$k_s^{30^\circ} = 0,458 \text{ г/мл}$</p> <p>$m(\text{KNO}_3) = ?$</p>	<p>Розв'язання</p> $k_s^{30^\circ} = \frac{m(\text{KNO}_3)}{m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{m(\text{KNO}_3)}{V(\text{H}_2\text{O})};$
-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

$$m(\text{KNO}_3) = k_s^{30^\circ} \cdot V(\text{H}_2\text{O}) = 0,458 \text{ г/мл} \cdot 500 \text{ мл} = 229 \text{ г.}$$

Відповідь: 229 г.

Приклад 2. Визначте коефіцієнт розчинності натрій хлориду, якщо при 50 °С у 410,4 г насиченого розчину міститься 110,4 г солі.

<p><i>Дано:</i> $m(\text{р-ну}) = 410,4 \text{ г}$ $m(\text{NaCl}) = 110,4 \text{ г}$ $k_s^{50^\circ} = ?$</p>	<p><i>Розв'язання</i> 1. Визначаємо масу розчинника — води: $410,4 \text{ г} - 110,4 \text{ г} = 300 \text{ г.}$ 2. Обчислюємо коефіцієнт розчинності:</p>
$k_s^{50^\circ} = \frac{m(\text{NaCl})}{m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{110,4 \text{ г}}{300 \text{ мл}} = 0,368 \text{ г/мл.}$	

Відповідь: 0,368 г/мл.

Зпитання та завдання



1. За температури 50 °С насичений розчин AgNO_3 утворюється в 19,8 г води. Визначте коефіцієнт розчинності солі за цієї температури.
2. Визначте коефіцієнт розчинності амоній хлориду, якщо за температури 50 °С у 450 г насиченого розчину міститься 150 г солі.
3. Яка маса барій хлориду (з утворенням насиченого розчину) може розчинитися в 0,1 л води за 20 °С, якщо коефіцієнт розчинності BaCl_2 за цієї температури дорівнює 0,357 г/мл?
- *4. Коефіцієнт розчинності амоній хлориду за температури 50 °С дорівнює 0,5 г/мл. Який об'єм води необхідно витратити, щоб приготувати насичений розчин, що містить 100 г цієї солі?
- *5. Яку масу води потрібно витратити для приготування насиченого за температури 20 °С розчину аргентум(I) нітрату, якщо використати 210 г солі? Коефіцієнт розчинності становить 2,278 г/мл.
- *6. Яку масу купрум(II) сульфату можна розчинити (з утворенням насиченого розчину) в 0,3 л води за температури 30 °С? Скористайтеся значенням коефіцієнта розчинності CuSO_4 за кривою розчинності солей.
 - а) 50 г;
 - б) 75 г;
 - в) 25 г;
 - г) 100 г.
7. Під час випарювання до сухого стану 960 г насиченого за температури 70 °С водного розчину калій нітрату одержали 560 г сухого залишку. Визначте розчинність цієї солі за вказаної температури.
8. За температури 60 °С 300 г насиченого розчину містять 54,86 г безводного купрум(II) сульфату. Яка розчинність за цієї температури купрум(II) сульфату пентагідрату?

§ 10. Кількісний склад розчинів: масова частка розчиненої речовини

У цьому параграфі ви:

- поновите в пам'яті, що таке масова частка розчиненої речовини;
- удосконалите вміння обчислювати масову частку розчиненої речовини;
- навчитеся обчислювати маси компонентів для приготування розчину заданого складу.

Масова частка розчиненої речовини. Склад будь-якого розчину можна виразити як якісно, так і кількісно. Як правило, у разі якісної оцінки застосовують такі поняття, як концентрований та розведений розчини. Розчин з відносно високим вмістом розчиненої речовини називають *концентрованим*, а з відносно низьким вмістом розчинної речовини — *розведеним*.

Така якісна оцінка досить умовна, оскільки для розчинів різних речовин ці поняття мають обмеження. Наприклад, для сульфатної кислоти концентрованим вважають розчин, який містить 98 % H_2SO_4 , а для хлоридної (соляної) кислоти — такий, що містить 38 % HCl .

Існують декілька способів точного вираження кількісного складу, тобто концентрації розчинів: масова частка, молярна концентрація, молярна концентрація еквівалента розчиненої речовини.

Масова частка розчиненої речовини — це відношення маси розчиненої речовини до загальної маси розчину:

$$w(\text{р-ни}) = \frac{m(\text{р-ни})}{m(\text{р-ну})},$$

де $w(\text{р-ни})$ — масова частка розчиненої речовини, яку виражено в частках одиниці;

$m(\text{р-ни})$ — маса розчиненої речовини, г;

$m(\text{р-ну})$ — маса розчину, г.

Масову частку, яку виражають у відсотках, або кількість розчиненої речовини в 100 г розчину, називають **відсотковою концентрацією**:

$$w(\text{р-ни}) = \frac{m(\text{р-ни})}{m(\text{р-ну})} \cdot 100\%$$

Наприклад, масова частка розчиненої речовини натрій хлориду у воді становить 0,05 або 5 %. Це означає, що в 100 г розчину натрій хлориду міститься 5 г солі та 95 г води.

Оскільки розчин складається з розчиненої речовини та розчинника, то масу розчину визначають за формулою

$$m(\text{р-ну}) = m(\text{р-ка}) + m(\text{р-ни})$$

Не слід плутати розчинність і масову частку розчиненої речовини. Розчинність показує, скільки речовини максимально може розчинитися в 100 г води за певної температури, а масова частка розчиненої речовини — скільки її міститься в 100 г розчину. Наприклад, за температури 20 °С розчинність натрій хлориду становить 35,86 г, а масова частка натрій хлориду в цьому розчині — 26,3 %.

■ Приклад розв'язування задач



Обчислення масової частки розчиненої речовини

Приклад 1. Яка масова частка (%) розчиненої речовини в розчині, одержаному розчиненням кальцій нітрату масою 45 г у воді масою 135 г?

<i>Дано:</i> $m(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = 45 \text{ г}$ $m(\text{H}_2\text{O}) = 135 \text{ г}$ $w(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = ?$	<i>Розв'язання</i> 1. Визначаємо масу розчину: $m(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) + m(\text{H}_2\text{O}) = 45 + 135 = 180 \text{ г.}$ 2. Обчислюємо масову частку кальцій нітрату в розчині:
----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

$$w(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = \frac{m(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2)}{m(\text{р-ну})} \cdot 100\% = \frac{45 \text{ г}}{180 \text{ г}} \cdot 100\% = 25\%.$$

Відповідь: 25 %.

Зверніть увагу!

1. Якщо з розчину видалити деяку кількість води (наприклад, випаровуванням) або, навпаки, до розчину додати воду, то зміниться тільки маса чи об'єм розчину, а маса розчиненої речовини в ньому залишиться незмінною (приклад 2).

2. Якщо до розчину додати речовину або з розчину видалити частину розчиненої речовини у вигляді осаду (під час охолодження), то зміниться як маса розчину, так і маса розчиненої речовини в ньому (приклад 3).

Приклад 2. Яку масу води треба додати до 200 г розчину HNO_3 з $w(\text{HNO}_3) = 80\%$, щоб одержати розчин з $w(\text{HNO}_3) = 25\%$?

<i>Дано:</i> $w_1(\text{HNO}_3) = 80\%$ $m(\text{р-ну}) = 200 \text{ г}$ $w_2(\text{HNO}_3) = 25\%$ $m(\text{H}_2\text{O}) = ?$	<i>Розв'язання</i> 1-й спосіб 1. Обчислюємо масу HNO_3 у розчині: $w(\text{HNO}_3) = \frac{m(\text{HNO}_3)}{m(\text{р-ну})} \cdot 100\%;$
---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

$$m(\text{HNO}_3) = \frac{w(\text{HNO}_3) \cdot m(\text{р-ну})}{100\%} = \frac{80\% \cdot 200 \text{ г}}{100\%} = 160 \text{ г.}$$

2. Розраховуємо масу розчину з $w(\text{HNO}_3) = 25\%$:

$$m(\text{р-ну}) = \frac{m(\text{HNO}_3)}{w(\text{HNO}_3)} \cdot 100\% = \frac{160 \text{ г} \cdot 100\%}{25\%} = 640 \text{ г.}$$

3. Визначаємо масу води, яку необхідно додати до вихідного розчину:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{р-ну})_2 - m(\text{р-ну})_1 = 640 \text{ г} - 200 \text{ г} = 440 \text{ г.}$$

2-й спосіб

1. Розраховуємо, у скільки разів потрібно розвести вихідний розчин, щоб отримати шуканий:

$$\frac{w_1(\text{HNO}_3)}{w_2(\text{HNO}_3)} = \frac{80\%}{25\%} = 3,2 \text{ рази.}$$

2. Визначаємо масу шуканого розчину:

$$m(\text{р-ну})_2 = m(\text{р-ну})_1 \cdot 3,2 = 200 \text{ г} \cdot 3,2 = 640 \text{ г.}$$

3. Обчислюємо масу води, яку треба додати до вихідного розчину:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 640 \text{ г} - 200 \text{ г} = 440 \text{ г, або } 440 \text{ мл.}$$

Відповідь: 440 мл.

Приклад 3. Якою є масова частка (%) барій нітрату в розчині, одержаному змішуванням 80 г 15 %-вого розчину та 240 г 35 %-вого розчину барій нітрату?

Дано:

$$w_1(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2) = 15\%$$

$$w_2(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2) = 35\%$$

$$m_1(\text{р-ну}) = 80 \text{ г}$$

$$m_2(\text{р-ну}) = 240 \text{ г}$$

$$w_3(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2) = ?$$

Розв'язання

1. Визначаємо $m_1(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2)$:

$$15\% = \frac{m_1(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2)}{m_1(\text{р-ну})} \cdot 100\% ;$$

$$m_1(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2) = \frac{15\% \cdot 80 \text{ г}}{100\%} = 12 \text{ г.}$$

2. Обчислюємо $m_2(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2)$:

$$35\% = \frac{m_2(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2)}{m_2(\text{р-ну})} \cdot 100\% ;$$

$$m_2(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2) = \frac{35\% \cdot 240 \text{ г}}{100\%} = 84 \text{ г.}$$

3. Визначаємо m_3 (р-ну):

$$m_1(\text{р-ну}) + m_2(\text{р-ну}) = 80 \text{ г} + 240 \text{ г} = 320 \text{ г}.$$

4. Обчислюємо $m_3(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2)$:

$$m_1(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2) + m_2(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2) = 12 \text{ г} + 84 \text{ г} = 96 \text{ г}.$$

5. Розраховуємо $w_3(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2)$:

$$w_3(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2) = \frac{m_3(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2)}{m_3(\text{р-ну})} \cdot 100\% = \frac{96 \text{ г}}{320 \text{ г}} \cdot 100\% = 30\%.$$

Відповідь: 30 %.

Визначення мас речовини та води,
потрібних для приготування заданої маси розчину
певного складу

Приклад 4. Обчисліть маси сухого натрій нітрату та води для приготування 300 г розчину з масовою часткою 10 %.

Дано:

$$m(\text{р-ну}) = 300 \text{ г}$$

$$w(\text{р-ну}) = 10\%$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) \text{ — ?}$$

$$m(\text{NaNO}_3) \text{ — ?}$$

Розв'язання

1. Позначимо масу сухого натрій нітрату x , тоді маса води $m(\text{H}_2\text{O})$ дорівнюватиме різниці між масою розчину та масою сухої солі NaNO_3 :

$$m(\text{H}_2\text{O}) = (300 - x) \text{ г}.$$

2. Скористаємося формулою

$$w(\text{NaNO}_3) = \frac{m(\text{NaNO}_3)}{m(\text{р-ну})} \cdot 100\%;$$

$$10\% = \frac{x \text{ г}}{300 \text{ г}} \cdot 100\%.$$

Отже, $x = 30$ г, тобто $m(\text{NaNO}_3) = 30$ г, тоді

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 300 \text{ г} - 30 \text{ г} = 270 \text{ г}.$$

Відповідь: 30 г NaNO_3 ; 270 г H_2O .

Основні поняття. Концентрований розчин. Розведений розчин. Масова частка розчиненої речовини. Відсоткова концентрація.

Запитання та завдання

- Що таке масова частка розчинної речовини? відсоткова концентрація?
- Чим насичений розчин відрізняється від концентрованого?
- За якими формулами визначають масову частку розчиненої речовини у розчині?
- Визначте масову частку речовини в розчині, який одержали в результаті розчинення 20 г речовини в 380 г води.



5. Сіль масою 50 г розчинили в 350 г дистильованої води. Якою є масова частка солі в утвореному розчині?
6. Обчисліть масову частку солі в розчині, що містить 0,2 моль аргентум(I) нітрату в 136 мл води.
- *7. Розчин масою 200 г з масовою часткою розчиненої речовини 20 % випарили. Який об'єм води при цьому одержали?
- *8. Змішали 250 г розчину з масовою часткою речовини 25 % та 400 г розчину з масовою часткою тієї самої речовини 10 %. Розчин з якою масовою часткою речовини утворився?
9. Яку масу натрій сульфату необхідно розчинити у воді, щоб одержати 150 г розчину з масовою часткою солі 20 %?
- *10. Яку масу розчину з масовою часткою кальцій хлориду 1,51 % потрібно змішати з 80 г розчину з масовою часткою цієї речовини 20 %, щоб одержати розчин з масовою часткою солі 12 %?
- *11. Яку масу води треба додати до 315 г розчину купрум(II) сульфату з $w(\text{CuSO}_4) = 30\%$, щоб одержати розчин з $w(\text{CuSO}_4) = 20\%$?
12. Фізіологічний розчин, який використовують у медицині, — це 0,9 %-вий розчин натрій хлориду. Скільки грамів води потрібно додати до 100 г 12 %-вого розчину натрій хлориду, щоб отримати фізіологічний розчин?
- *13. Воду наситили на холоді вуглекислим газом, а потім нагріли. Як зміниться концентрація газу в розчині? Чи змінюватиметься концентрація цієї речовини в розчині під час нагрівання до температури кипіння, якщо замість вуглекислого газу взяти калій нітрат?

§ 11. Кількісний склад розчинів: молярна концентрація розчиненої речовини

У цьому параграфі ви:

- дізнаєтеся, що таке молярна концентрація розчину;
- навчитеся обчислювати молярну концентрацію розчину.

До кількісних способів вираження концентрації розчинів відносять і молярну концентрацію.

Молярна концентрація розчиненої речовини, або **молярність**, — це відношення кількості розчиненої речовини до об'єму розчину:

$$C = \frac{\nu(\text{р-ни})}{V(\text{р-ну})},$$

де C — молярна концентрація розчину, моль/л;

ν — кількість речовини в розчині, моль;

V — об'єм розчину, л.

Якщо відома кількість розчиненої речовини в тому чи іншому об'ємі розчину, можна визначити її молярну концентрацію.

Обчислення молярної концентрації розчиненої речовини

Молярну концентрацію іноді позначають буквою M , наприклад: $C(\text{KCl}) = 2M$. Таке позначення вказує на те, що в 1 л розчину міститься 2 моль KCl .

■ Приклади розв'язування задач



Приклад 1. У розчині об'ємом 400 мл розчинено кальцій хлорид масою 88,8 г. Обчисліть молярну концентрацію солі в розчині.

Дано:

$$V(\text{р-ну}) = 400 \text{ мл}$$

$$m(\text{CaCl}_2) = 88,8 \text{ г}$$

$$C(\text{CaCl}_2) \text{ — ?}$$

Розв'язання

1. Визначаємо кількість речовини CaCl_2 у розчині:

$$\nu(\text{CaCl}_2) = \frac{m(\text{CaCl}_2)}{M(\text{CaCl}_2)} = \frac{88,8 \text{ г}}{111 \text{ г/моль}} = 0,8 \text{ моль.}$$

2. Обчислюємо молярну концентрацію солі:

$$C(\text{CaCl}_2) = \frac{\nu(\text{CaCl}_2)}{V(\text{р-ну})} = \frac{0,8 \text{ моль}}{0,4 \text{ л}} = 2 \text{ моль/л.}$$

Відповідь: 2 моль/л.

Приклад 2. Якою є молярна концентрація нітратної кислоти в розчині, якщо в 0,2 л розчину міститься 12,6 г кислоти?

Дано:

$$V(\text{р-ну})(\text{HNO}_3) = 0,2 \text{ л}$$

$$m(\text{HNO}_3) = 12,6 \text{ г}$$

$$C(\text{HNO}_3) \text{ — ?}$$

Розв'язання

1. Визначаємо кількість речовини нітратної кислоти в розчині:

$$\nu(\text{HNO}_3) = \frac{m(\text{HNO}_3)}{M(\text{HNO}_3)} = \frac{12,6 \text{ г}}{63 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль.}$$

2. Обчислюємо молярну концентрацію кислоти:

$$C(\text{HNO}_3) = \frac{\nu(\text{HNO}_3)}{V(\text{р-ну})} = \frac{0,2 \text{ моль}}{0,2 \text{ л}} = 1 \text{ моль/л.}$$

Відповідь: 1 моль/л.

Приклад 3. Якою є молярна концентрація хлоридної кислоти в розчині об'ємом 200 мл, якщо в результаті взаємодії його з магнієм виділяється 6,72 л водню (н. у.)?

Дано:

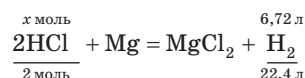
$$V(\text{р-ну}) = 200 \text{ мл}$$

$$V(\text{H}_2) = 6,72 \text{ л}$$

$$C(\text{HCl}) \text{ — ?}$$

Розв'язання

1. Обчислюємо кількість речовини хлоридної кислоти:



$$x = \frac{2 \text{ моль} \cdot 6,72 \text{ л}}{22,4 \text{ л}} = 0,6 \text{ моль}$$

2. Визначаємо молярну концентрацію кислоти:

$$C(\text{HCl}) = \frac{\nu(\text{HCl})}{V(\text{р-ну})} = \frac{0,6 \text{ моль}}{0,2 \text{ л}} = 3 \text{ моль/л.}$$

Відповідь: 3 моль/л.

Приклад 4. Якою є молярна концентрація лугу в розчині, якщо в результаті розчинення КОН масою 168 г утворився розчин об'ємом 2,4 л?

<i>Дано:</i>	<i>Розв'язання</i>
$m(\text{KOH}) = 168 \text{ г}$	1. Визначаємо кількість речовини КОН:
$V(\text{р-ну}) = 2,4 \text{ л}$	$\nu(\text{KOH}) = \frac{m(\text{KOH})}{M(\text{KOH})} = \frac{168 \text{ г}}{56 \text{ г/моль}} = 3 \text{ моль.}$
$C(\text{KOH}) = ?$	2. Обчислюємо молярну концентрацію КОН:
	$C(\text{KOH}) = \frac{\nu(\text{KOH})}{V(\text{р-ну})} = \frac{3 \text{ моль}}{2,4 \text{ л}} = 1,25 \text{ моль/л.}$
	<i>Відповідь:</i> 1,25 моль/л.

Приклад 5. Яку масу CuSO_4 треба взяти, щоб приготувати 400 мл розчину молярною концентрацією цієї солі 0,4 моль/л?

<i>Дано:</i>	<i>Розв'язання</i>
$V(\text{р-ну}) = 400 \text{ мл}$	1. Визначаємо число молів CuSO_4 :
$C(\text{CuSO}_4) = 0,4 \text{ моль/л}$	$C(\text{CuSO}_4) = \frac{\nu(\text{CuSO}_4)}{V(\text{р-ну})};$
$m(\text{CuSO}_4) = ?$	$\nu(\text{CuSO}_4) = C(\text{CuSO}_4) \cdot V(\text{р-ну}) =$ $= 0,4 \text{ моль/л} \cdot 0,4 \text{ л} = 0,16 \text{ моль.}$

2. Обчислюємо масу CuSO_4 :

$$\nu(\text{CuSO}_4) = \frac{m(\text{CuSO}_4)}{M(\text{CuSO}_4)};$$

$$m(\text{CuSO}_4) = \nu(\text{CuSO}_4) \cdot M(\text{CuSO}_4) = 0,16 \text{ моль} \cdot 160 \text{ г/моль} = 25,6 \text{ г.}$$

Відповідь: 25,6 г.

Основні поняття. Молярна концентрація.

Запитання та завдання

°1. Що таке молярна концентрація речовини в розчині? У яких одиницях її вимірюють?



2. Обчисліть об'єм розчину калій нітрату молярною концентрацією 2,5 моль/л, що містить 50,5 г цієї солі.
3. Розчин об'ємом 3 л містить 222 г магній нітрату. Яка молярна концентрація солі у цьому розчині?
 - а) 1,4 моль/л;
 - б) 1,1 моль/л;
 - в) 0,5 моль/л;
 - г) 0,9 моль/л.
4. Обчисліть молярну концентрацію натрій йодиду, якщо 0,4 моль його містяться в 200 мл розчину.
5. Яка маса нітратної кислоти міститься в розчині об'ємом 150 мл і молярною концентрацією 6 моль/л?
- *6. Обчисліть молярну концентрацію калій гідроксиду, у 750 мл розчину якого міститься 84 г цього лугу.
- *7. Визначте молярну концентрацію розчину натрій хлориду в розчині, 1,5 л якого прореагувало з аргентум(I) нітратом з утворенням 429 г осаду.
- *8. Визначте молярну концентрацію натрій карбонату в розчині, 200 мл якого можуть повністю прореагувати з хлоридною кислотою з утворенням карбон(IV) оксиду об'ємом 8,5 л (н. у.).
- *9. Якою є молярна концентрація нітратної кислоти в розчині об'ємом 281 мл, що спроможна нейтралізувати купрум(II) гідроксид масою 107 г?

§ 12. Поняття про еквівалент та молярну концентрацію еквівалента. Обчислення молярної концентрації еквівалента

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- що таке еквівалент;
- як визначити молярну концентрацію еквівалента.

Відповідно до закону сталості складу речовини взаємодіють між собою в суворо визначених кількісних або рівноцінних (еквівалентних) співвідношеннях. Для характеристики величини мас речовин, що сполучаються одна з одною без залишку, було введено поняття «еквівалент».

Еквівалент — реальна або умовна частинка речовини, яка в хімічних реакціях рівноцінна за хімічною дією одному йону Гідрогену або групі OH^- , а в окисно-відновних реакціях — одному відданому чи прийнятому електрону.

Число, обернене до числа йонів Гідрогену (основності кислоти) або гідроксильних груп (кислотності основи), що беруть участь у кислотно-основних реакціях, або до числа відданих чи прийнятих електронів в окисно-відновних реакціях, називають **фактором еквівалентності**. Його позначають $f_{\text{екв}}(\text{X})$.

Це безрозмірна величина, яка менша або дорівнює одиниці. Формули для обчислення фактора еквівалентності елемента, простої речовини, неорганічних речовин основних класів, а також окисника та відновника наведено в таблиці 3.

Таблиця 3

Розрахунок фактора еквівалентності

Частинка	Фактор еквівалентності	Приклади
Елементи	$f_{\text{екв}}(E) = \frac{1}{B(E)},$ де $B(E)$ — валентність елемента	$f_{\text{екв}}(\text{Mn у Mn}_2\text{O}_7) = \frac{1}{7}$
Прості речовини	$f_{\text{екв}} = \frac{1}{n(E) \cdot B(E)},$ де $n(E)$ — число атомів у речовині; $B(E)$ — число зв'язків між атомами в молекулі простої речовини	$f_{\text{екв}}(\text{H}_2) = \frac{1}{2 \cdot 1} = \frac{1}{2}, \quad \text{H—H}$ $f_{\text{екв}}(\text{O}_2) = \frac{1}{2 \cdot 2} = \frac{1}{4}, \quad \text{O=O}$ $f_{\text{екв}}(\text{N}_2) = \frac{1}{2 \cdot 3} = \frac{1}{6}, \quad \text{N}\equiv\text{N}$
Оксиди	$f_{\text{екв}} = \frac{1}{n(E) \cdot B(E)},$ де $n(E)$ — число атомів елемента в оксиді; $B(E)$ — валентність (ступінь окиснення) елемента	$f_{\text{екв}}(\text{Mn}_2\text{O}_7) = \frac{1}{2 \cdot 7} = \frac{1}{14}$
Основи	$f_{\text{екв}} = \frac{1}{n(\text{OH}^-)},$ де $n(\text{OH}^-)$ — число гідроксид-іонів, що беруть участь у реакціях (кислотність основи)	$f_{\text{екв}}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = \frac{1}{2};$ $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
Кислоти	$f_{\text{екв}} = \frac{1}{n(\text{H}^+)},$ де $n(\text{H}^+)$ — число йонів Гідрогену, що вступили в реакцію (основність кислоти)	$\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O};$ $f_{\text{екв}} = \frac{1}{2}$

Частинка	Фактор еквівалентності	Приклади
Солі	$f_{\text{екв}} = \frac{1}{n(\text{Me}) \cdot B(\text{Me})} =$ $= \frac{1}{n(A) \cdot B(A)},$ де $n(\text{Me})$ — число йонів металічного елемента (індекс у хімічній формулі солі); $B(\text{Me})$ — ступінь окиснення металічного елемента; $n(A)$ — число кислотних залишків; $B(A)$ — заряд аніона	$f_{\text{екв}}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = \frac{1}{3 \cdot 2} = \frac{1}{6}$ розрахунок за числом йонів металічного елемента; $f_{\text{екв}}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2^{3-}) = \frac{1}{2 \cdot 3} = \frac{1}{6}$ розрахунок за кислотним залишком
Частинки в окисно-відновній реакції	$f_{\text{екв}} = \frac{1}{n_{e^-}},$ де n_{e^-} — число електронів, що беруть участь у процесі окиснення або відновлення	$\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}^0$ $f_{\text{екв}}(\text{Cu}^{2+}) = \frac{1}{2};$ $\text{CrO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 3e^- \rightarrow \text{Cr}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$ $f_{\text{екв}}(\text{CrO}_4^{2-}) = \frac{1}{3}$

Молярна концентрація еквівалента речовини — це відношення кількості речовини еквівалента до об'єму розчину V :

$$C(f_{\text{екв}}(\text{X})\text{X}) = \frac{\nu(f_{\text{екв}}(\text{X})\text{X})}{V}$$

Молярну концентрацію виражають у моль/л.

Кількість речовини еквівалента обчислюють за формулою

$$\nu(f_{\text{екв}}(\text{X})\text{X}) = \frac{\nu(\text{X})}{f_{\text{екв}}(\text{X})}$$

і виражають у молях.

Отже, для обчислення молярної концентрації еквівалента речовини потрібно знати її фактор еквівалентності та молярну масу.

Як визначають молярну масу еквівалента будь-якої речовини?

Молярна маса еквівалента $M(f_{\text{екв}}(\text{X})\text{X})$ речовини — це добуток фактора еквівалентності і молярної маси цієї речовини:

$$M(f_{\text{екв}}(\text{X})\text{X}) = M(\text{X}) \cdot f_{\text{екв}}(\text{X})$$

Атомна маса еквівалента будь-якого елемента в сполучі дорівнює добутку фактора еквівалентності цього елемента — вели-

чини, оберненої до ступеня його окиснення в сполуці, і його атомної маси. Так, атомні маси еквівалента йона Алюмінію та йона Оксигену в сполуці Al_2O_3 дорівнюють:

$$A(f_{\text{екв}}(\text{Al}^{3+})\text{Al}^{3+}) = f_{\text{екв}}(\text{Al}^{3+}) A(\text{Al}^{3+}) = \frac{1}{3} \cdot 27 \text{ г/моль} = 9 \text{ г/моль};$$

$$A(f_{\text{екв}}(\text{O}^{2-})\text{O}^{2-}) = f_{\text{екв}}(\text{O}^{2-}) A(\text{O}^{2-}) = \frac{1}{2} \cdot 16 \text{ г/моль} = 8 \text{ г/моль}.$$

Молярна маса еквівалента алюміній оксиду Al_2O_3 дорівнює добутку фактора еквівалентності цього оксиду (величини, оберненої до добутку числа йонів Алюмінію на заряд його йона) та його формульної маси:

$$M(f_{\text{екв}}(\text{Al}_2\text{O}_3)\text{Al}_2\text{O}_3) = f_{\text{екв}}(\text{Al}_2\text{O}_3) \cdot M(\text{Al}_2\text{O}_3) = \frac{1}{2} \cdot \frac{1}{3} \cdot 102 = 17 \text{ г/моль}.$$

Молярна маса еквівалента кислоти — добуток фактора еквівалентності цієї кислоти (величини, оберненої до числа катіонів Гідрогену) і її молярної маси:

$$\begin{aligned} M(f_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{SO}_4)\text{H}_2\text{SO}_4) &= f_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4) = \\ &= \frac{1}{2} \cdot 98 \text{ г/моль} = 49 \text{ г/моль}. \end{aligned}$$

Молярна маса еквівалента основи — добуток фактора еквівалентності цієї основи (величини, оберненої до числа гідроксигруп) і її формульної маси:

$$\begin{aligned} M(f_{\text{екв}}[(\text{Al}(\text{OH})_3)\text{Al}(\text{OH})_3]) &= f_{\text{екв}}(\text{Al}(\text{OH})_3) \cdot M(\text{Al}(\text{OH})_3) = \\ &= \frac{1}{3} \cdot 78 \text{ г/моль} = 26 \text{ г/моль}. \end{aligned}$$

Молярна маса еквівалента солі — добуток фактора еквівалентності цієї солі (величини, оберненої до добутку числа катіонів або аніонів на їхній заряд) та її формульної маси:

$$\begin{aligned} M(f_{\text{екв}}[(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2)\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2]) &= f_{\text{екв}}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) \cdot M(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = \\ &= \frac{1}{2 \cdot 3} \cdot 310 \text{ г/моль} = 51,7 \text{ г/моль}. \end{aligned}$$

Таким чином, наприклад, якщо ортофосфатна кислота масою 19,6 г міститься в розчині об'ємом 3 л, то її молярна концентрація еквівалента дорівнює:

$$\begin{aligned} C(f_{\text{екв}}(\text{H}_3\text{PO}_4)\text{H}_3\text{PO}_4) &= \frac{m(\text{H}_3\text{PO}_4)}{M(f_{\text{екв}}(\text{H}_3\text{PO}_4)\text{H}_3\text{PO}_4) \cdot V(\text{р-ну})} = \\ &= \frac{19,6 \text{ г}}{\left(\frac{1}{3} \cdot 98 \text{ г/моль}\right) \cdot 3 \text{ л}} = 0,2 \text{ моль/л}. \end{aligned}$$

Обчислення молярної концентрації
еквівалента розчиненої речовини

■ Приклади розв'язування задач



Приклад 1. Обчисліть молярну концентрацію еквівалента сульфатної кислоти, 600 мл розчину якої містять 235,2 г сульфатної кислоти.

<p><i>Дано:</i> $V(\text{р-ну}) = 600 \text{ мл}$ $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 235,2 \text{ г}$</p>	<p><i>Розв'язання</i> Молярну концентрацію еквівалента H_2SO_4 визначаємо за формулою</p>
<p>$C(f_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{SO}_4)\text{H}_2\text{SO}_4) = ?$</p>	$C(f_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{SO}_4)\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(f_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{SO}_4)\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V(\text{р-ну})}$

1. Визначаємо молярну масу еквівалента сульфатної кислоти:

$$M(f_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{SO}_4)\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{M(\text{H}_2\text{SO}_4)}{\text{число йонів Гідрогену}} = \frac{98 \text{ г/моль}}{2} = 49 \text{ г/моль.}$$

2. Обчислюємо молярну концентрацію еквівалента розчину сульфатної кислоти, підставляючи дані у наведену вище формулу:

$$C(f_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{SO}_4)\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{235,2 \text{ г}}{49 \text{ г/моль} \cdot 0,6 \text{ л}} = 8 \text{ моль/л.}$$

Відповідь: 8 моль/л.

Приклад 2. Обчисліть молярну концентрацію еквівалента калій гідроксиду, 800 мл розчину якого містять 280 г калій гідроксиду.

<p><i>Дано:</i> $V(\text{р-ну}) = 800 \text{ мл}$ $m(\text{KOH}) = 280 \text{ г}$</p>	<p><i>Розв'язання</i> 1. Визначаємо молярну масу еквівалента калій гідроксиду:</p>
<p>$C(f_{\text{екв}}(\text{KOH})\text{KOH}) = ?$</p>	$M(f_{\text{екв}}(\text{KOH})\text{KOH}) = \frac{M(\text{KOH})}{\text{число гідроксигруп}} = \frac{56 \text{ г/моль}}{1} = 56 \text{ г/моль.}$

2. Обчислюємо молярну концентрацію еквівалента розчину калій гідроксиду:

$$C(f_{\text{екв}}(\text{KOH})\text{KOH}) = \frac{m(\text{KOH})}{M(f_{\text{екв}}(\text{KOH})\text{KOH}) \cdot V(\text{р-ну})} =$$

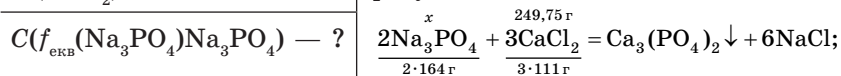
$$= \frac{280 \text{ г}}{56 \text{ г/моль} \cdot 0,8 \text{ л}} = 6,25 \text{ моль/л.}$$

Відповідь: 6,25 моль/л.

Приклад 3. Обчисліть молярну концентрацію еквівалента натрій ортофосфату, 3,075 л розчину якого повністю осаджують 249,75 г кальцій хлориду з його розчину.

Дано:
 $V(\text{р-ну}) = 3,075 \text{ л}$
 $m(\text{CaCl}_2) = 249,75 \text{ г}$

Розв'язання
 1. Визначаємо масу натрій ортофосфату:



$$x = \frac{2 \cdot 164 \cdot 249,75}{3 \cdot 111} = 246 \text{ г.}$$

2. Визначаємо молярну масу еквівалента натрій ортофосфату:

$$M(f_{\text{екв}}(\text{Na}_3\text{PO}_4)\text{Na}_3\text{PO}_4) = \frac{M(\text{Na}_3\text{PO}_4)}{1 \cdot 3} = \frac{164 \text{ г/моль}}{3} = 54,7 \text{ г/моль.}$$

3. Визначаємо молярну концентрацію еквівалента натрій ортофосфату:

$$C(f_{\text{екв}}(\text{Na}_3\text{PO}_4)\text{Na}_3\text{PO}_4) = \frac{m(\text{Na}_3\text{PO}_4)}{M(f_{\text{екв}}(\text{Na}_3\text{PO}_4)\text{Na}_3\text{PO}_4) \cdot V(\text{р-ну})} =$$

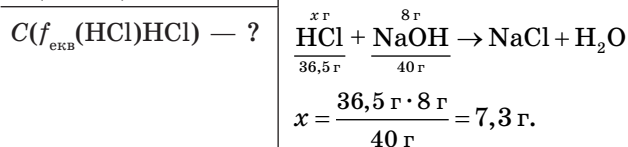
$$= \frac{246 \text{ г}}{54,7 \text{ г/моль} \cdot 3,075 \text{ л}} = 1,46 \text{ моль/л.}$$

Відповідь: 1,46 моль/л.

Приклад 4. Обчисліть молярну концентрацію еквівалента хлоридної кислоти, якщо 200 мл її розчину повністю нейтралізують розчин, що містить 8 г натрій гідроксиду.

Дано:
 $V(\text{р-ну}) = 200 \text{ мл}$
 $m(\text{NaOH}) = 8 \text{ г}$

Розв'язання
 1. Визначаємо масу HCl, яка прореагувала з 8 г NaOH:



2. Обчислюємо молярну концентрацію еквівалента хлоридної кислоти за формулою

$$C(f_{\text{екв}}(\text{HCl})\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{M(f_{\text{екв}}(\text{HCl})\text{HCl}) \cdot V(\text{р-ну})}$$

Для цього визначаємо молярну масу еквівалента кислоти:

$$M(f_{\text{екв}}(\text{HCl})\text{HCl}) = \frac{M(\text{HCl})}{\text{число йонів Гідрогену}} = \frac{36,5 \text{ г/моль}}{1} = 36,5 \text{ г/моль},$$

тоді

$$C(f_{\text{екв}}(\text{HCl})\text{HCl}) = \frac{7,3 \text{ г}}{36,5 \text{ г/моль} \cdot 0,2 \text{ л}} = 1 \text{ моль/л}.$$

Відповідь: 1 моль/л.

Приклад 5. Яка маса ортофосфатної кислоти необхідна для приготування 720 мл розчину з молярною концентрацією еквівалента кислоти 0,5 моль/л?

Дано:

$$V(\text{р-ну}) = 720 \text{ мл}$$

$$C(f_{\text{екв}}(\text{H}_3\text{PO}_4)\text{H}_3\text{PO}_4) = 0,5 \text{ моль/л}$$

$$m(\text{H}_3\text{PO}_4) = ?$$

Розв'язання

Запишемо вираз для обчислення молярної концентрації кислоти:

$$C(f_{\text{екв}}(\text{H}_3\text{PO}_4)\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{\nu(\text{H}_3\text{PO}_4)}{V(\text{р-ну})} = \frac{m(\text{H}_3\text{PO}_4)}{M(f_{\text{екв}}(\text{H}_3\text{PO}_4)\text{H}_3\text{PO}_4) \cdot V(\text{р-ну})};$$

звідки шукана маса кислоти дорівнює:

$$m(\text{H}_3\text{PO}_4) = C\left(\frac{1}{3}\text{H}_3\text{PO}_4\right) \cdot M\left(\frac{1}{3}\text{H}_3\text{PO}_4\right) \cdot V(\text{р-ну}) = 0,5 \text{ моль/л} \cdot \frac{1}{3} \cdot 98 \text{ г/моль} \cdot 0,72 \text{ л} = 11,76 \text{ г}.$$

Відповідь: 11,76 г.

Приклад 6. До розчину алюміній сульфату об'ємом 500 мл додали розведений розчин натрій гідроксиду, у результаті чого утворився осад масою 6,84 г. Обчисліть молярну концентрацію еквівалента алюміній сульфату в розчині.

Дано:

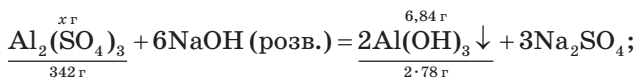
$$V(\text{р-ну}) = 500 \text{ мл}$$

$$m(\text{осаду}) = 6,84 \text{ г}$$

$$C(f_{\text{екв}}(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3)\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = ?$$

Розв'язання

1. Складаємо рівняння хімічної реакції, підставляємо дані; обчислюємо масу алюміній сульфату, скориставшись пропорцією:



$$x = 15 \text{ г.}$$

2. Визначаємо молярну концентрацію еквівалента солі в розчині:

$$C(f_{\text{екв}}(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{m(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3)}{M(f_{\text{екв}}(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) \cdot V(\text{р-ну})} =$$

$$= \frac{15 \text{ г}}{\frac{1}{6} \cdot 342 \text{ г/моль} \cdot 0,5 \text{ л}} = 0,526 \text{ моль/л.}$$

Відповідь: 0,526 моль/л.

Основні поняття. Еквівалент. Фактор еквівалентності. Молярна маса еквівалента речовини. Молярна концентрація еквівалента речовини.

Запитання та завдання



- Обчисліть молярну концентрацію ортофосфатної кислоти, 500 мл розчину якої містять 28 г ортофосфатної кислоти.
- Обчисліть молярну концентрацію еквівалента натрій гідроксиду, розчин якого об'ємом 200 мл містить 16 г цього луку.
- *3. Обчисліть молярну концентрацію еквівалента натрій хлориду, якщо 400 мл його розчину повністю взаємодіють з розчином, що містить 34 г аргентум(I) нітрату.
- *4. У розчині об'ємом 250 мл міститься магній сульфат, який повністю прореагував з натрій гідроксидом масою 10 г. Обчисліть молярну концентрацію еквівалента магній сульфату в розчині.
- *5. Обчисліть молярну концентрацію еквівалента сульфатної кислоти, у результаті взаємодії 0,5 л розчину якої з алюмінієм виділяється 33,6 л (н. у.) водню.

§ 13. Густина розчину.

Залежність між густиною розчину та його складом

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- що таке густина розчину та як вона залежить від його концентрації.

Густина — це фізична величина, яку визначають для однорідної суміші як відношення її маси до одиниці об'єму.

Густину розчину виражають у г/мл.

$$\rho(\text{р-ну}) = \frac{m(\text{р-ну})}{V(\text{р-ну})}$$

Під час розчинення у воді будь-яких речовин густина утвореного розчину відрізняється від густини води — вона або зменшується, або збільшується. Наприклад, у разі розчинення у воді спирту густина розчину зі збільшенням його масової частки зменшується навіть до 0,79 г/мл, тобто до густини безводного спирту, а зі збільшенням вмісту сульфатної кислоти в розчині його густина зростає до 1,84 г/мл — густини безводної сульфатної кислоти (табл. 4). Залежність між густиною розчину та концентрацією тієї чи іншої речовини можна знайти в довідковій літературі.

Таблиця 4

Залежність між масовою часткою розчиненої сульфатної кислоти й густиною розчину

<i>w</i> , %	10	20	30	40	50	60	70	80	90
ρ , г/мл	1,066	1,139	1,218	1,303	1,305	1,498	1,611	1,727	1,813

Для визначення густини розчинів користуються *ареометрами* (рис. 18). Значення густини отриманого розчину звіряють з табличними даними.

Принцип дії ареометра ґрунтується на витискуванні рідиною твердого тіла певної маси (за законом Архімеда). Ареометр являє собою скляний поплавок з вантажем у нижній частині та поділками шкали у верхній (вузькій) частині. Густина оцінюють за поділкою, яка відповідає рівню рідини.

Демонстраційний дослід

Приготування розчину солі певного складу

Приготуємо 300 г розчину натрій нітрату з масовою часткою 10 %. Спочатку обчислюють кількість потрібної солі та води (приклад 4 у § 10). Далі зважують обчислену масу солі на технічних терезах (на годинниковому склі). Відміряють необхідний об'єм, тобто масу, води мірним циліндром. Переносять сіль у стакан ємністю 500 мл. Потім обмивають туди ж годинникове скло водою з мірного циліндра та переливають у стакан залишки води. Розмішують розчин скляною паличкою та знову переливають у мірний циліндр. Занурюють у нього ареометр і вимірюють густина приготованого розчину: вона має дорівнювати 1,067 г/мл.

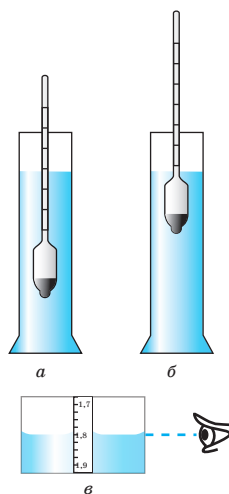


Рис. 18. Визначення густини розчину за допомогою ареометра: *a* — ареометр у воді; *b* — ареометр у розчині сульфатної кислоти; *c* — положення ока спостерігача

Обчислення, пов'язані з виявленням залежності між густиною розчину і масовою часткою або молярною концентрацією розчиненої речовини

■ Приклади розв'язування задач



Приклад 1. Обчисліть молярну концентрацію калій йодиду в розчині, масова частка KI у якому становить 40 %, а густина — 1,395 г/мл.

Дано:
 $w(\text{KI}) = 40 \%$
 $\rho(\text{р-ну}) = 1,395 \text{ г/мл}$
 $C(\text{KI}) = ?$

Розв'язання
 Молярну концентрацію KI обчислюємо за формулою

$$C(\text{KI}) = \frac{\nu(\text{KI})}{V(\text{р-ну})}$$

За величину об'єму розчину приймаємо 100 мл, тобто 0,1 л.

1. Визначаємо масу розчину калій йодиду:

$$m(\text{р-ну}) = \rho(\text{р-ну}) \cdot V(\text{р-ну}) = 1,395 \text{ г/мл} \cdot 100 \text{ мл} = 139,5 \text{ г.}$$

2. Розраховуємо масу розчиненого калій йодиду:

$$m(\text{KI}) = w(\text{KI}) \cdot m(\text{р-ну}) = 0,4 \cdot 139,5 \text{ г} = 55,8 \text{ г.}$$

3. Обчислюємо кількість речовини калій йодиду:

$$\nu(\text{KI}) = \frac{m(\text{KI})}{M(\text{KI})} = \frac{55,8 \text{ г}}{166 \text{ г/моль}} = 0,336 \text{ моль.}$$

4. Визначаємо молярну концентрацію розчину KI:

$$C(\text{KI}) = \frac{\nu(\text{KI})}{V(\text{р-ну})} = \frac{0,336 \text{ моль}}{0,1 \text{ л}} = 3,36 \text{ моль/л.}$$

Відповідь: 3,36 моль/л.

Приклад 2. Обчисліть масову частку натрій гідроксиду в розчині, в якому молярна концентрація лугу дорівнює 5,5 моль/л, а густина — 1,2 г/мл.

Дано:
 $C(\text{NaOH}) = 5,5 \text{ моль/л}$
 $\rho(\text{р-ну}) = 1,2 \text{ г/мл}$
 $w(\text{NaOH}) = ?$

Розв'язання
 1. Визначаємо масу розчину, виходячи з того, що 5,5 моль лугу містяться в 1 л, тобто в 1000 мл:
 $m(\text{р-ну}) = 1000 \text{ мл} \cdot 1,2 \text{ г/мл} = 1200 \text{ г.}$

2. Визначаємо масу NaOH, що міститься в 1 л, тобто в 1200 г розчину:

$$m(\text{NaOH}) = \nu(\text{NaOH}) \cdot M(\text{NaOH}) = 5,5 \text{ моль} \cdot 40 \text{ г/моль} = 220 \text{ г.}$$

3. Обчислюємо масову частку NaOH у розчині:
у 1200 г розчину міститься 220 г NaOH,
а в 100 г розчину міститься x г NaOH, тоді

$$x = \frac{100 \text{ г} \cdot 220 \text{ г}}{1200 \text{ г}} = 18,33 \text{ г}, \text{ або } 18,33 \text{ \%}.$$

Відповідь: 18,33 %.

Приклад 3. Якою є молярна концентрація нітратної кислоти в розчині, густина якого 1,31 г/мл, а масова частка 40 %?

Дано:

$$w(\text{HNO}_3) = 40 \text{ \%}$$

$$\rho(\text{р-ну}) = 1,31 \text{ г/мл}$$

$$C(\text{HNO}_3) \text{ — ?}$$

Розв'язання

Оскільки масова частка HNO_3 дорівнює 40 %, то в 100 г розчину міститься 40 г кислоти.

Далі обчислюємо з урахуванням густини цього розчину.

1. Визначаємо об'єм розчину:

$$V(\text{р-ну}) = \frac{m(\text{р-ну})}{\rho(\text{р-ну})} = \frac{100 \text{ г}}{1,31 \text{ г/мл}}$$

$$\text{або } V = \frac{100 \text{ г}}{1310 \text{ г/л}} = 0,07633 \text{ л}.$$

2. Обчислюємо кількість речовини кислоти:

$$v = \frac{m(\text{HNO}_3)}{M(\text{HNO}_3)} = \frac{40 \text{ г}}{63 \text{ г/моль}} = 0,635 \text{ моль}.$$

3. Складаємо пропорцію:

у розчині об'ємом 0,07633 л міститься 0,635 моль HNO_3 ,

а в 1 л розчину міститься x моль HNO_3 .

Звідси

$$x = \frac{1 \text{ л} \cdot 0,635 \text{ моль}}{0,07633 \text{ л}} = 8,32 \text{ моль}.$$

Отже, в 1 л розчину розчинено 8,32 моль HNO_3 , а це означає, що молярна концентрація кислоти становить 8,32 моль/л.

Відповідь: 8,32 моль/л.

Основні поняття. Густина розчину. Ареометр.

Запитання та завдання

°1. Як розчинена речовина може впливати на густину розчину?

°2. За допомогою якого приладу можна виміряти густину розчину? На чому ґрунтується принцип його дії?

3. Як можна приготувати розчин із заданою масовою часткою розчиненої речовини? Поясніть на прикладі.



- Обчисліть молярну концентрацію сульфатної кислоти в розчині з густиною 1,60 г/мл і масовою часткою кислоти 69,1 %.
- Обчисліть молярну концентрацію хлоридної кислоти в розчині, масова частка HCl у якому становить 20 %, а густина — 1,1 г/мл.
- Обчисліть масову частку калій гідроксиду в розчині, де молярна концентрація лугу дорівнює 10 моль/л, а густина розчину — 1,4 г/мл.
- Обчисліть масову частку ферум(III) хлориду в розчині, де його молярна концентрація дорівнює 3,5 моль/л, а густина розчину — 1,417 г/л.
- Обчисліть молярну концентрацію аргентум(I) нітрату в розчині, у якому масова частка солі становить 50 %, а густина розчину — 1,668 г/мл.
- Визначте молярну концентрацію кислоти в розчині, у якому масова частка нітратної кислоти 30 %, а густина — 1,18 г/мл.
 - 5,9 моль/л;
 - 4,8 моль/л;
 - 6,4 моль/л;
 - 5,6 моль/л.

§ 14. Розв'язування задач на приготування розчинів із кристалогідратів

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- які розрахунки треба виконати, щоб приготувати розчин із кристалогідрату;
- як урахувати вміст кристалізаційної води, визначаючи масу розчинника — води.

Нагадаємо, що кристалогідрати — це кристалічні речовини, які містять молекули води. Отже, готуючи розчини з кристалогідратів, треба враховувати кристалізаційну воду, що входить до їхнього складу. Розглянемо, як визначити в такому разі масу солі та масу води, потрібні для приготування розчину.

■ Приклади розв'язування задач

Приклад 1. Яку масу кристалогідрату $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ необхідно використати, щоб приготувати 360 г розчину з масовою часткою MgSO_4 5 %?



Дано:

$$m(\text{р-ну}) = 360 \text{ г}$$

$$w(\text{MgSO}_4) = 5 \%$$

$$m(\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) \text{ — ?}$$

Розв'язання

1. Визначаємо масу безводної солі MgSO_4 , яка повинна міститися в розчині після розчинення кристалогідрату:

$$w(\text{MgSO}_4) = \frac{m(\text{MgSO}_4)}{m(\text{р-ну})} \cdot 100 \%$$

$$m(\text{MgSO}_4) = \frac{w(\text{MgSO}_4) \cdot m(\text{р-ну})}{100} = \frac{5 \% \cdot 360 \text{ г}}{100 \%} = 18 \text{ г.}$$

2. Обчислюємо масу $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, яка містить 18 г магній сульфату:

246 г/моль $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ містить 120 г/моль MgSO_4 , а x г міститиме 18 г, тоді

$$x = \frac{246 \text{ г/моль} \cdot 18 \text{ г}}{120 \text{ г/моль}} = 36,9 \text{ г.}$$

Відповідь: 36,9 г $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.

Приклад 2. Визначте масу води, необхідну для приготування розчину з масовою часткою купрум(II) сульфату 4 % із купрум(II) сульфату пентагідрату масою 35 г.

Дано:

$$m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 35 \text{ г}$$

$$w(\text{CuSO}_4) = 4 \%$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) \text{ — ?}$$

Розв'язання

1. Визначаємо масу CuSO_4 , яка міститься в 35 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$:

у 250 г/моль кристалогідрату міститься 160 г/моль CuSO_4 , а в 35 г кристалогідрату — x г CuSO_4 .

$$E = \frac{35 \text{ г} \cdot 160 \text{ г/моль}}{250 \text{ г/моль}} = 22,4 \text{ г.}$$

2. Розраховуємо масу розчину CuSO_4 з масовою часткою 4 %:

$$w(\text{CuSO}_4) = \frac{m(\text{CuSO}_4)}{m(\text{р-ну})} \cdot 100 \%;$$

$$m(\text{р-ну}) = \frac{m(\text{CuSO}_4) \cdot 100\%}{4\%} = \frac{22,4 \text{ г} \cdot 100\%}{4\%} = 560 \text{ г.}$$

3. Обчислюємо масу води, у якій слід розчинити кристалогідрат:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{р-ну}) - m(\text{кр-ту}) = 560 \text{ г} - 35 \text{ г} = 525 \text{ г.}$$

Відповідь: 525 г води.

Приклад 3. Яку масу калій сульфід пентагідрату $\text{K}_2\text{S} \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ треба розчинити в 270 мл води, щоб одержати розчин з 14 % калій сульфід?

Дано:

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 270 \text{ мл}$$

$$w(\text{K}_2\text{S}) = 14 \%$$

$$m(\text{K}_2\text{S} \cdot 5\text{H}_2\text{O}) \text{ — ?}$$

Розв'язання

Масу калій сульфід в розчині обчислюємо за формулою

$$w(\text{K}_2\text{S}) = \frac{m(\text{K}_2\text{S})}{[m(\text{K}_2\text{S} \cdot 5\text{H}_2\text{O}) + m(\text{H}_2\text{O})]} \cdot 100 \%.$$

1. Визначимо, у скільки разів молярна маса $K_2S \cdot 5H_2O$ перевищує молярну масу K_2S :

$$\frac{M(K_2S \cdot 5H_2O)}{m(K_2S)} = \frac{200 \text{ г/моль}}{110 \text{ г/моль}} = 1,8.$$

2. Позначимо $m(K_2S)$ через x , тоді $m(K_2S \cdot 5H_2O)$ становить $1,8x$. Складемо рівняння:

$$0,14 \cdot (1,8x + 270) = x; \quad 0,254x + 37,8 = x; \\ \text{отже, } x = 50,7 \text{ г.}$$

3. Обчислимо масу калій сульфїду пентагїдрату, яка вїдповїдає 50,7 г калій сульфїду:

у 200 г, що вїдповїдають молярній масї $K_2S \cdot 5H_2O$, мїститься 110 г K_2S , а в x г $K_2S \cdot 5H_2O$ — 50,7 г K_2S . Тодї

$$x = \frac{200 \text{ г} \cdot 50,7 \text{ г}}{110 \text{ г/моль}} = 92,18 \text{ г.}$$

Вїдповїдь: 92,18 г $K_2S \cdot 5H_2O$.

Запитання та завдання



1. Яку масу кальцій нїтрату тетрагїдрату $Ca(NO_3)_2 \cdot 4H_2O$ і води треба використати, щоб приготувати 240 г розчину з масовою часткою кальцій нїтрату 32 %?
2. У сїльському господарствї для боротьби зї шкїдниками застосовують розчин барїй хлориду дигїдрату $BaCl_2 \cdot 2H_2O$ з розрахунку 500 г на 10 мл води. Яка масова частка $BaCl_2$ у такому розчинї?
3. Обчислїть масову частку натрїй карбонату в розчинї, що утворився внаслїдок розчинення натрїй карбонату декагїдрату $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ масою 71,5 г у водї масою 236,5 г.
- *4. Яку масу води треба витратити, щоб у результатї розчинення в нїй 57,4 г кристалогїдрату $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$ одержати розчин цинк сульфату з масовою часткою розчиненої речовини 20,2 %?
- *5. Яку масу кристалогїдрату $FeCl_3 \cdot 6H_2O$ треба розчинити у водї об'ємом 166 мл, щоб одержати розчин з $w(FeCl_3) = 8$ %?

Тестовї завдання

1. Розчин вїдрїзняється вїд неоднорїдної сумїшї:
А кольором
Б незмїннїстю складу
В однорїднїстю
Г агрегатним станом

2. За якими характеристиками розчини подібні до хімічних сполук?
- А непостійність складу
 - Б однорідність
 - В збереження властивостей окремих компонентів
 - Г нестійкість до руйнування
3. Укажіть спільні характеристики зависей та істинних розчинів:
- А характеризуються наявністю гідратів
 - Б розчиненою речовиною може бути тільки твердий компонент
 - В можуть складатися з двох або більше компонентів
 - Г можна розділити на окремі компоненти
4. Суспензія являє собою:
- А суміш твердої та рідкої речовин
 - Б розчин твердої речовини в рідкому розчиннику
 - В лікарський засіб
 - Г колоїдний розчин
5. Емульсія — це:
- А рідкий розчин
 - Б суміш нерозчинних одна в одній рідких речовин
 - В розчин яєчного білку
 - Г засіб для прання
6. Гідратація йонів — це:
- А відщеплення кристалізаційної води
 - Б взаємодія їх з водою
 - В розчинення їх у воді
 - Г приєднання молекул води до них
7. Які з тверджень правильні?
- А концентрований розчин завжди є насиченим
 - Б розведений розчин завжди є ненасиченим
 - В у насиченому розчині можна розчинити ще певну кількість речовини
 - Г ненасичений розчин можна перетворити на насичений
8. У результаті підвищення температури розчинність твердих речовин у воді зазвичай:
- А змінюється мало
 - Б збільшується
 - В не змінюється
 - Г зменшується
9. У результаті зниження температури розчинність газоподібних речовин у воді, як правило:
- А змінюється мало
 - Б зменшується
 - В збільшується
 - Г не змінюється

10. Колоїдний розчин відрізняється від істинного розчину:
 А концентрацією
 Б густиною
 В розмірами частинок розчиненої речовини
 Г способами приготування
11. Кристалічні речовини, що містять молекули води, називають:
 А гідратами
 Б гідратами оксидів
 В кристалогідратами
 Г гідратованими
12. Ареометр — це прилад, за допомогою якого:
 А визначають склад повітря
 Б контролюють вміст шкідливих речовин у розчині
 В вимірюють густину рідин
 Г встановлюють напрям вітру
13. Маємо насичений розчин магній сульфату масою 400 г за температури 10 °С. Якщо розчин нагріти до 40 °С, у ньому можна додатково розчинити сіль масою:
 А 6 г
 Б 46 г
 В 22 г
 Г 30 г
14. Установіть відповідність між математичним виразом, позначеним цифрою, та величиною, позначеною буквою:
- | | |
|---------------------------------------------------------------|--------------------------|
| 1 $C = \frac{v(\text{р-ни})}{V(\text{р-ну})}$ | А густина розчину |
| 2 $w(\text{р-ни}) = \frac{m(\text{р-ни})}{m(\text{р-ну})}$ | Б коефіцієнт розчинності |
| 3 $\rho(\text{р-ну}) = \frac{m(\text{р-ну})}{V(\text{р-ну})}$ | В молярна концентрація |
| 4 $k_s = \frac{m(\text{р-ни})}{100 \text{ г H}_2\text{O}}$ | Г масова частка |
- Г молярна концентрація еквівалента
15. Яку масу солі та води треба використати для приготування 200 г розчину з масовою часткою солі 8 %?
 А 28 г солі і 172 г води
 Б 24 г солі і 176 г води
 В 20 г солі і 180 г води
 Г 16 г солі і 184 г води
16. Яка молярна концентрація еквівалента калій сульфідіду, якщо в 200 мл розчину містяться 22 г цієї солі?
 А 3,2 моль/л
 Б 2,9 моль/л
 В 2,4 моль/л
 Г 2,0 моль/л

17. Визначте молярну концентрацію солі в розчині, у якому масова частка алюміній хлориду — 14 %, а густина — 1,04 г/мл.
- А 3,4 моль/л
 - Б 2,7 моль/л
 - В 2,3 моль/л
 - Г 2,0 моль/л
18. Обчисліть кількості речовини ферум(II) хлориду тетрагідрату та води, необхідні для приготування 500 г розчину з $w(\text{FeCl}_2) = 9\%$.
- А 0,30 моль кристалогідрату і 24,17 моль H_2O
 - Б 0,46 моль кристалогідрату і 32,64 моль H_2O
 - В 0,35 моль кристалогідрату і 23,86 моль H_2O
 - Г 0,41 моль кристалогідрату і 29,26 моль H_2O

Найважливіше в розділі 1

Дисперсною називають систему, коли в одній речовині у вигляді досить подрібнених частинок розподілена інша речовина.

Речовину, у якій розподілена інша речовина, називають дисперсійним середовищем, або розчинником, а ту, яка розподіляється, називають дисперсною фазою, або розчиненою речовиною. Якщо розміри дисперсної фази становлять 10^{-5} – 10^{-7} м, то таку дисперсійну систему називають зависсю (суспензією чи емульсією); якщо 10^{-7} – 10^{-9} м — колоїдним розчином; якщо менші від 10^{-9} м — істинним розчином.

Розчини — гомогенні (однорідні) системи перемінного складу, які містять два або більше компонентів. Розчини займають проміжне положення між сумішами та хімічними сполуками. Схожість зі сполуками полягає в їхній однорідності, а відмінність — у нестійкості складу та збереженні властивостей окремих компонентів.

Розчинність кількісно характеризують коефіцієнтом розчинності, тобто максимальною масою речовини, яка може розчинитися в 100 г розчинника за даної температури.

Розчинення — фізико-хімічний процес. З одного боку, розчинення супроводжується подрібненням речовини до структурних частинок (молекул або йонів), тобто є фізичним явищем, а з другого — взаємодією утворених частинок з молекулами розчинника, тобто є хімічним явищем.

Вода є універсальним розчинником. Її молекула полярна, має кутову форму. На атомах Гідрогену та Оксигену виникають надлишкові заряди — відповідно позитивний і негативний. Між протилежно зарядженими атомами Гідрогену та Оксигену різних молекул через електростатичну взаємодію виникає міжмолекулярний водневий зв'язок. Наявність його впливає на властивості речовин.

Гідрати — нестійкі сполуки змінного складу, що утворюються в результаті хімічної взаємодії молекул води з частинками розчиненої речовини. У разі сильної взаємодії утворюються стійкі сполуки — кристалогідрати. Це кристалічні речовини, що містять молекули води. Процес утворення гідратів називають гідратацією.

Класифікують розчини за кількістю розчиненої речовини в порції розчинника.

Ненасичені розчини містять меншу кількість речовини, ніж це максимально можливо.

Насичені розчини містять максимально можливу для заданої температури кількість розчиненої речовини.

Пересичені розчини містять кількість речовини, яка перевищує їхній коефіцієнт розчинності за даної температури.

Масова частка розчиненої речовини $w(\text{р-ни})$ — це відношення маси розчиненої речовини $m(\text{р-ни})$ до маси розчину $m(\text{р-ну})$. Масову частку речовини виражають у частках одиниці або у відсотках.

$$w(\text{р-ни}) = \frac{m(\text{р-ни})}{m(\text{р-ну})} \quad \text{або} \quad w(\text{р-ни}) = \frac{m(\text{р-ни})}{m(\text{р-ну})} \cdot 100\%$$

Об'єм розчину $V(\text{р-ну})$, його маса $m(\text{р-ну})$ і густина $\rho(\text{р-ну})$ пов'язані формулою

$$m(\text{р-ну}) = V(\text{р-ну}) \cdot \rho(\text{р-ну})$$

Молярна концентрація розчиненої речовини $C(\text{р-ни})$ — це відношення кількості розчиненої речовини $\nu(\text{р-ни})$ до об'єму розчину $V(\text{р-ну})$, її виражають у моль/л.

$$C(\text{р-ни}) = \frac{\nu(\text{р-ни})}{V(\text{р-ну})} \quad \text{або} \quad C(\text{р-ни}) = \frac{m(\text{р-ни})}{M(\text{р-ни}) \cdot V(\text{р-ну})}$$

Молярна концентрація еквівалента розчиненої речовини $C(f_{\text{екв}}(\text{X})\text{X})$ — це відношення кількості речовини еквівалента $\nu(f_{\text{екв}}(\text{X})\text{X})$ до об'єму розчину, її виражають у моль/л.

$$C(f_{\text{екв}}(\text{X})\text{X}) = \frac{\nu(f_{\text{екв}}(\text{X})\text{X})}{V(\text{р-ну})} \quad \text{або} \quad C(f_{\text{екв}}(\text{X})\text{X}) = \frac{m(\text{X})}{M(f_{\text{екв}}(\text{X})\text{X}) \cdot V(\text{р-ну})}$$

Для кислот, основ і солей фактор еквівалентності $f_{\text{екв}}(\text{X})$ дорівнює величині, оберненій відповідно до основності, кислотності або числу елементарних зарядів йонів.

У результаті розчинення у воді будь-якої речовини густина утвореного розчину відрізняється від густини води — вона або зменшується, або збільшується.

Електролітична дисоціація

§ 15. Електролітична дисоціація. Електроліти й неелектроліти

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- який процес називають електролітичною дисоціацією;
- які речовини називають електролітами, а які — неелектролітами;
- які йони називають катіонами, а які — аніонами.

Процес розчинення деяких речовин у воді, зокрема кислот, основ і солей, може супроводжуватися їхньою взаємодією. Унаслідок цього утворюються йони — позитивно та негативно заряджені частинки.

Розклад розчиненої речовини на йони під дією молекул розчинника називають *електролітичною дисоціацією*, або *йонізацією, речовини в розчинах*.

Наприклад, розчинні у воді солі практично повністю дисоціюють на ті самі йони, з яких складаються їхні кристалічні ґратки. Це можна подати у вигляді рівняння дисоціації:



Заряд йона записують так: спочатку число (1 не пишуть), потім — знак, читають: Cu^{2+} — купрум-два-плюс, SO_4^{2-} — ес-о-чотири-два-мінус.

Однією з характерних особливостей таких розчинів солей, а також кислот і основ є їхня здатність проводити електричний струм. При цьому більшість твердих солей і основ у безводному стані, а також безводні кислоти мають дуже слабку електропровідність, погано проводять електричний струм і сама вода. Очевидно, що саме під час утворення розчинів подібні речовини зазнають змін, що обумовлюють виникнення електропровідності. Це дисоціація на йони, які і є переносниками електричного струму.

Речовини, водні розчини та розплави яких виявляють здатність проводити електричний струм, називають *електролітами*.

До електролітів відносять сполуки, утворені за допомогою йонного або ковалентного сильно полярного зв'язку, — це кислоти, основи та солі. Електролітами є також деякі розплавлені солі, оксиди й основи.

Позитивно заряджені йони називають *катіонами*, а негативно заряджені — *аніонами*.

Речовини, водні розчини яких не проводять електричного струму, називають *неелектролітами*.

До таких речовин належать, наприклад, цукор, гліцерол.

Демонстраційний дослід

Дослідження речовин та їхніх водних розчинів на електричну провідність

Електричну провідність речовин та їхніх розчинів оцінюють, спостерігаючи відхилення стрілки амперметра й інтенсивність світіння електричної лампочки (рис. 19).

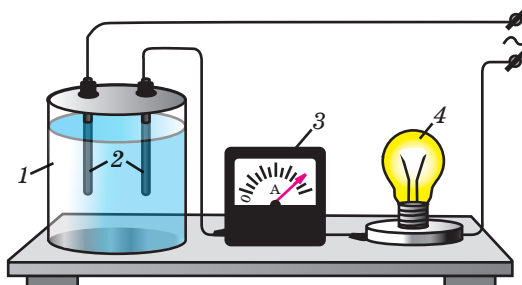
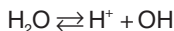


Рис. 19. Установка для дослідження електропровідності розчинів:

1 — хімічний стакан ємністю 200–300 мл; 2 — електроди;
3 — амперметр; 4 — електрична лампочка

- У хімічний стакан насипають кристалічний натрій хлорид, так щоб електроди були повністю в нього занурені. Вмикають прилад в електричне коло. Звертають увагу на відсутність відхилення стрілки амперметра та світіння електричної лампочки. Висипають зі стакана кристалічний натрій хлорид. Старанно витирають стакан і електроди фільтрувальним папірцем.
- Заповнюють стакан кристалічним цукром так само, як і натрій хлоридом. Вмикають прилад і звертають увагу на відсутність електричного струму в колі, а отже, і електропровідності цукру. Висипають зі стакана кристалічний цукор і готують установку для подальших досліджень.
- Заливають у стакан дистильовану воду. Вмикають прилад в електричне коло. Лампочка не засвічується, хоча на амперметрі спостерігається слабе відхилення стрілки. Чому? Рівняння дисоціації води можна записати так:



- Виливають воду й заливають розчин цукру концентрацією 1 моль/л. Вмикають прилад в електричне коло. Електрична лампочка не засвічується, і відхилення стрілки амперметра не спостерігається. Виливають розчин цукру, промивають стакан і електроди дистильованою водою.
- Заливають хлоридну кислоту концентрацією 1 моль/л. Спостерігається і відхилення стрілки амперметра, і інтенсивне світіння електричної лампочки.

• Виливають хлоридну кислоту, промивають стакан і електроди дистильованою водою і заливають розчин натрій хлориду тієї самої концентрації, що й HCl. Вмикають установку. Спостерігають більше відхилення стрілки амперметра та інтенсивніше світіння лампочки.

За результатами дослідів визначте, які речовини є електролітами, а які — неелектролітами. Згідно зі спостереженнями щодо інтенсивності світіння лампочки та ступеня відхилення стрілки амперметра зробіть висновок, який з електролітів найсильніший.

Основні поняття. Електроліти. Неелектроліти. Електролітична дисоціація. Аніон. Катіон.

3 історії хімії

Сванте-Август Арреніус
(1859–1927)

У 1887 р. шведський учений С.-А. Арреніус сформулював основні положення теорії електролітичної дисоціації, згідно з якими:

- речовини поділяють на електроліти і неелектроліти;
- під час розчинення у воді електроліти дисоціюють на йони;
- йони, що утворилися, та молекули розчинника перебувають у стані неупорядкованого теплового руху.

Ці положення пояснили багато незрозумілих фактів.

За розробку теорії електролітичної дисоціації С.-А. Арреніусу було присуджено Нобелівську премію з хімії.

Однак у цій теорії виключалася можливість хімічної взаємодії йонів з молекулами розчинника. Через це не було пояснено причину дисоціації електролітів і стійкості йонів у розчині. У подальшому вчені встановили, що електрохімічна дисоціація в розчинниках відбувається в результаті фізично-хімічної взаємодії йонів (молекул) електроліту з полярними молекулами розчинника.



■ Для допитливих

Про деякі особливості розчинів електролітів

Дослідження показали, що підвищення температури кипіння й пониження температури замерзання розведених водних розчинів неелектролітів відбувається пропорційно зростанню їхньої концентрації. Однак зміна температур кипіння та замерзання розчинів солей, кислот і основ є завжди більшою, ніж це відповідає концентрації розчину.

Наприклад, температура замерзання розчину, що містить 1 г NaCl у 100 г води, практично вдвічі перевищує температуру, обчислену теоретично. Така сама невідповідність спостерігається й відносно розчинів інших солей, а також кислот та основ.



Природно було б припустити, що причиною таких відхилень є здатність зазначених речовин розпадатися у розчині на дрібніші частинки. А оскільки температура кипіння залежить від кількості частинок розчиненої речовини, що містяться в одиниці об'єму розчину, то зі збільшенням їхньої кількості вона теж зростає.

Речовини, йони яких проводять електричний струм, назвали електролітами. У результаті розчинення у воді, а також і в деяких інших розчинниках властивості електролітів виявляють солі, основи й кислоти.

Запитання та завдання



1. Який процес називають електролітичною дисоціацією? Що є однією з характерних особливостей цього процесу?
2. Які речовини є електролітами, а які — неелектролітами? Чим вони відрізняються? Наведіть приклади.
3. Що таке катіони й аніони? За якою ознакою вони відрізняються між собою?
4. За допомогою якого типу хімічного зв'язку утворюються сполуки, що є електролітами?
5. Чи однакова електропровідність розведених і концентрованих розчинів більшості електролітів?
6. Якщо взяти речовини KOH, CaSO₄, MgCl₂, AgCl, помістити їх у хімічний стакан, додати воду, розмішати, потім у кожен стакан по черзі опустити електроди приладу (рис. 19), то у яких випадках лампочка не засвітиться? Чому?
7. Напишіть формули речовин, які в результаті розчинення у воді утворюють такі йони: а) Na⁺ і SO₄²⁻; б) Al³⁺ і Cl⁻; в) Mg²⁺ і NO₃⁻.

§ 16. Механізм електролітичної дисоціації речовин з йонним і полярним ковалентним зв'язком

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- у чому полягає суть механізму електролітичної дисоціації;
- у якому випадку виникає можливість переходу йона в розчин із молекул кислот або із кристалів основ і солей.

Нагадаємо, що молекули розчинника — води — є полярними. Їх зображують у вигляді диполів, тобто двох протилежно заряджених полюсів — негативного, обумовленого наявністю в молекулах води атома Оксигену, та позитивного — обумовленого наявністю в них атомів Гідрогену.

Що відбудеться, якщо кислоту, наприклад HNO₃, розчинити у воді?

Щоб відповісти на це запитання, розглянемо будову молекули нітратної кислоти. Атом Нітрогену має позитивний ступінь

окиснення. Його оточують три атоми Оксигену, які мають негативний ступінь окиснення. Це кислотний залишок. Електронна хмара в кислотному залишку розподілена симетрично.

Куди ж приєднується атом Гідрогену, що має позитивний ступінь окиснення?

Оскільки притягуються протилежно заряджені частинки, то атом Гідрогену може сполучитися тільки з атомом Оксигену (рис. 20).

Після того як атом Гідрогену приєднується до кислотного залишку, симетричність розподілу електронної густини порушується. Гідроген, як найменш електронегативний (ЕН = 2,1), набуває деякого позитивного заряду (δ^+), а решта сполуки — надлишкового негативного заряду: $\text{H}^{\delta+}(\text{NO}_3)^{\delta-}$. Оскільки в молекулі HNO_3 атом Нітрогену чотиривалентний, то його четверту валентність для рівномірного розподілу між двома атомами Оксигену умовно зображують у вигляді двох штрихових ліній. Схематично молекулу кислоти так само, як і молекулу води, можна зобразити як диполь.

Тепер уявімо молекулу нітратної кислоти у воді. Завдяки дії диполів води полярні молекули HNO_3 розпадаються на заряджені частинки — йони (рис. 21).

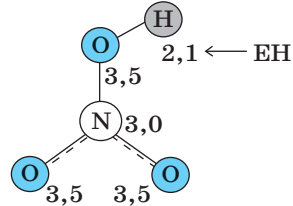


Рис. 20. Модель молекули нітратної кислоти

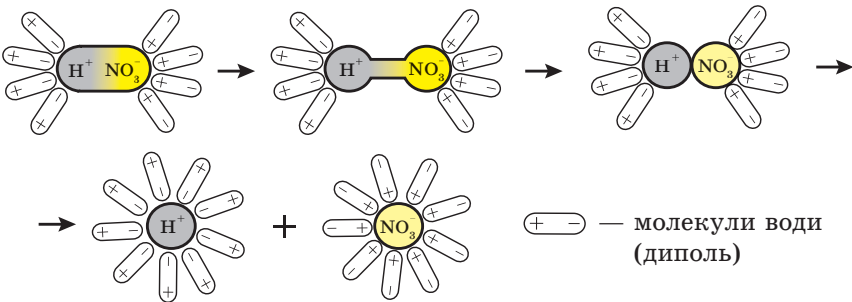


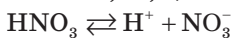
Рис. 21. Схеми дисоціації молекул із сильно полярним ковалентним зв'язком

Який же механізм дії диполів води?

Диполі води орієнтуються своїми протилежними полюсами навколо кожної полярної молекули кислоти. При цьому електронна хмара, що поєднує атом Гідрогену та кислотний залишок (NO_3) частково переходить на зв'язок з молекулами води. У результаті зв'язок $\text{H}^{\delta+}-\text{NO}_3^{\delta-}$ послаблюється настільки, що молекули води

спільними зусиллями його розривають. Отже, вода має сильну йонізувальну дію, у результаті чого у водних розчинах молекули з ковалентними сильно полярними зв'язками теж йонізуються, тобто розпадаються на йони.

Із кожної молекули HNO_3 утворюються позитивний йон Гідрогену — катіон H^+ і складний негативний йон — аніон NO_3^- . У розчині відбувається гідратація йонів. Зазвичай записують спрощене рівняння електролітичної дисоціації, наприклад:



Заряд катіона H^+ очевидний (+1), значення заряду складного аніона впливає із заряду катіона та кількості його в молекулі. Перевіримо за ступеннями окиснення:

$$(\text{N}^{+5}\text{O}_3^{-2})^-, 5 \cdot 1 - 2 \cdot 3 = -1$$

Зверніть увагу! Заряд йона записують навпаки: спочатку число, а потім — знак; читають: H^+ — аш-плюс, NO_3^- — ен-о-три-мінус.

Електролітичної дисоціації зазнають і йонні сполуки. Якщо сила електростатичної взаємодії між полярними молекулами води та йонами кристалічної сполуки (солі чи лугу) є достатньою для того, щоб відділити йон від кристалічних ґраток, то йон переходить у розчин, де гідратується (рис. 22).

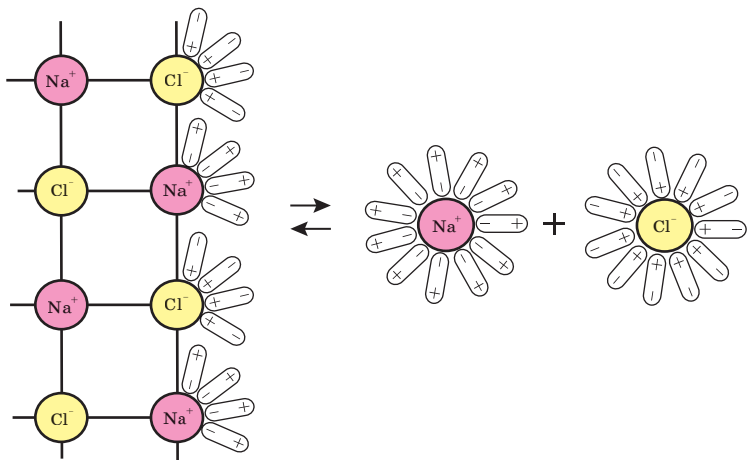


Рис. 22. Схема розчинення речовини з йонним зв'язком

Основні поняття. Механізм електролітичної дисоціації. Рівняння електролітичної дисоціації.

Запитання та завдання



1. Як можна пояснити механізм електролітичної дисоціації?
2. Який процес відбувається з йонами під час переходу їх у розчин?
3. Як записують заряд йона?
4. Зобразіть схематично дисоціацію кристала солі KBr та молекули HBr .
5. Визначте молярну концентрацію йонів Калію та сульфід-іонів у розчині, в 1 л якого міститься калій сульфід масою 220 г.
6. Визначте молярну концентрацію йонів Натрію та хлорид-іонів, що містяться у розчині з масовою часткою солі 20 % (густина розчину 1,15 г/мл).

§ 17. Електролітична дисоціація кислот, основ, солей у водних розчинах. Поняття про ступінчасту дисоціацію

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- які електроліти називають кислотами, основами, солями;
- як дисоціюють багатоосновні кислоти;
- який йон називають Гідроксонієм.

Згідно з теорією електролітичної дисоціації кислоти, основи та солі як класи хімічних сполук мають такі визначення.

Кислоти — це електроліти, які у водних розчинах дисоціюють з утворенням тільки одного виду катіонів — йонів Гідрогену.

А що відбувається з катіоном H^+ у розчині?

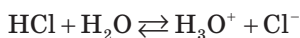
Як ми розглянули вище, катіон H^+ відтягується від кислотного залишку молекулами води. Після розриву зв'язку $H^{\delta+} - (NO_3)^{\delta-}$ йон H^+ не може залишитися вільним в оточенні диполів води. *Чому?* Спробуємо відповісти на це запитання, виходячи з будови йона H^+ .

Розмірковуємо так: H^+ — це не хімічна частинка, а найпростіше ядро — протон p^+ , оскільки його електронна оболонка має формулу $1s^0$, тобто вона порожня. Вільний йон H^+ характеризується величезною рухливістю та проникною властивістю. Отже, у воді в нього має бути складніша будова. *Яка?*

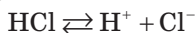
Установлено, що відразу після відриву від аніона кислоти йон H^+ приєднується до молекули води й утворює з нею ковалентний зв'язок:



Отже, йон Гідрогену у вільному стані у воді не існує. Унаслідок утворення з молекулою води йона Гідроксонію H_3O^+ процес дисоціації кислот у водних розчинах часто подають таким чином:



або у спрощеному вигляді:



Багатоосновні кислоти дисоціюють *ступінчасто*. Наприклад, ортофосфатна кислота дисоціює в три ступені:

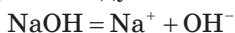


Йони типу HPO_4^{2-} , які містять Гідроген, що може відірватися в процесі дисоціації за III ступенем, отримують назву з префіксом *гідроген-* (це означає, що частинка містить один H^+), — гідроген-ортофосфат. Назва аніона H_2PO_4^- — дигідрогенортофосфат: префікс *дигідроген-* означає наявність двох H^+ .

Найчастіше дисоціація здійснюється за першим ступенем. Це пов'язано з тим, що другий та третій йони Гідрогену відриваються вже не від електронейтральної молекули, а від аніонів, що мають негативний заряд.

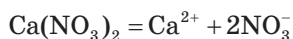
Дамо загальне визначення основ з точки зору теорії електролітичної дисоціації.

Основи — це електроліти, які у водних розчинах дисоціюють з утворенням тільки одного виду аніонів — гідроксид-іонів OH^- :



Тепер зрозуміло зміст другої, точнішої назви основ — *основні гідроксиди*. Їх так називають тому, що під час дисоціації у розчині вони утворюють один вид аніонів — гідроксид-іони OH^- , які забарвлюють індикатори в кольори, характерні для основних властивостей цих речовин.

Солі — це електроліти, які у водному розчині дисоціюють з утворенням катіонів металічних елементів та аніонів кислотних залишків:



Основні поняття. Йон Гідроксонію. Кислота, основа й сіль як види електроліту. Ступінчаста дисоціація.

Заяпитання та завдання

- Що таке кислоти, основи та солі з точки зору теорії електролітичної дисоціації?
- За якими критеріями кислоти як електроліти поділяють на: а) одноосновні, двоосновні та триосновні; б) безокисенові та окисеновімісні?



- *3. У чому полягає суть процесу ступінчастої дисоціації? Наведіть приклад електроліту, розкладання якого на йони відбувається ступінчасто. Підтвердіть це відповідними рівняннями дисоціації. Який ступінь дисоціації переважає? Чому?
4. Кислоти, на відміну від йонних електролітів, дисоціюють ступінчасто. Складіть рівняння електролітичної дисоціації нітратної, сульфідної, сульфитної кислот.
5. Складіть рівняння електролітичної дисоціації калій дигідрогенортофосфату. Які йони можна виявити в розчині цієї солі?
6. Під час електролітичної дисоціації яких електролітів утворюється йон Гідроксонію? Який ступінь окиснення Оксигену в цьому йоні?
7. У результаті ступінчастої електролітичної дисоціації молекул якої кислоти утворюється йон із зарядом 3-? Скільки катіонів Гідрогену при цьому утворюється?
8. Наведіть склад солі, у результаті ступінчастої електролітичної дисоціації 1 моль якої утворюється 5 моль йонів. Складіть рівняння її дисоціації.
- *9. Водний розчин магній сульфату містить 0,15 моль йонів Магнію. Яку масу солі розчинили?
- *10. У розчині виявлено йони складу: Na^+ , Mg^{2+} , Cl^- , SO_4^{2-} . Які речовини були розчинені? Запропонуйте всі можливі варіанти відповіді.

§ 18. Ступінь електролітичної дисоціації. Сильні й слабкі електроліти

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- що таке ступінь електролітичної дисоціації;
- за якою формулою визначають ступінь електролітичної дисоціації;
- які електроліти називають слабкими, а які — сильними.

Ступінь електролітичної дисоціації. Здатність різних електролітів розпадатися, тобто дисоціювати, у водних розчинах на йони не однакова: одні дисоціюють повністю, інші — частково.

Ступінь електролітичної дисоціації — це відношення кількості дисоційованих частинок (n) до кількості вихідних частинок (N) розчиненої речовини за певної температури.

Ступінь дисоціації позначають буквою α (альфа), виражають у частках одиниці або у відсотках:

$$\alpha = \frac{n}{N} \quad \text{або} \quad \alpha = \frac{n}{N} \cdot 100\%$$

Наприклад, якщо $\alpha = 0,8$, або 80 %, це означає, що 80 частинок зі 100 розчинених розпалися на йони:

$$\alpha = \frac{80}{100} \cdot 100\% = 80\%$$

Значення $\alpha = 0$ відповідає речовинам, які не дисоціюють узагалі (до них відносять багато сполук Карбону; про них ітиметься під час знайомства з органічними сполуками в розділі 5). Такі речовини називають *неелектролітами*.

Ступінь дисоціації електролітів залежить від концентрації розчинів цих електролітів: *зі зниженням концентрації ступінь дисоціації зростає*. Це й зрозуміло: що більш розведеним є розчин, то більша кількість молекул води бере участь у процесі дисоціації електроліту. Через це йони менше взаємодіють між собою, унаслідок чого збільшується кількість дисоційованих частинок електроліту.

Демонстраційний дослід

Порівняння електричної провідності концентрованого й розведеного розчинів оцтової (етанової) кислоти

Дослід проводять на тій самій установці (рис. 19).

Готують два розчини з концентрацією етанової (оцтової) кислоти 1 моль/л та 0,1 моль/л. Спочатку наливають у хімічний стакан розчин етанової кислоти концентрацією 1 моль/л. Звертають увагу на відхилення стрілки амперметра та інтенсивність світіння лампочки.

Заміняють розчин етанової кислоти концентрацією 1 моль/л на розчин тієї самої кислоти, але концентрацією 0,1 моль/л, тобто в десять разів меншою. Знову замикають коло й звертають увагу на відхилення стрілки амперметра та інтенсивність світіння лампочки. Поясніть результати.

Сильні і слабкі електроліти. Електроліти за ступенем електrolітичної дисоціації поділяють на сильні та слабкі.

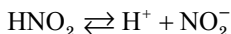
Сильними вважають електроліти, ступінь дисоціації яких навіть у відносно концентрованих розчинах вищий за 30 %.

До сильних електролітів відносять більшість розчинних солей, кислоти HNO_3 , H_2SO_4 , HCl і луги KOH , NaOH , Ca(OH)_2 , Ba(OH)_2 .

Слабкими є електроліти, ступінь дисоціації яких навіть у розведених розчинах менший за 3 %.

До слабких електролітів відносять більшість органічних кислот, неорганічні кислоти H_2CO_3 , H_2S , H_2SiO_3 тощо, а також воду, амоній гідроксид і нерозчинні гідроксиди металічних елементів. У дуже сильно розведених розчинах ступінь дисоціації слабких електролітів наближається до 1.

Слабкі кислоти дисоціюють у водному розчині не повністю, а тому процес їхньої дисоціації оборотний. У рівняннях ставлять знак оборотності — дві протилежно направлені стрілки: \rightleftharpoons . Наприклад:



Цей запис означає, що в розчині, поряд із йонами H^+ і NO_2^- , наявні молекули HNO_2 . У цьому полягає головна відмінність слабких електролітів від сильних: у розведених розчинах сильних кислот майже немає молекул електролітів.

Електроліти, ступінь дисоціації яких більший за 3 %, але менший за 30 %, відносять до *електролітів середньої сили*: H_3PO_4 , HNO_2 та ін.

Таким чином, ступінь дисоціації є кількісною характеристикою сили електроліту.

Поряд з електролітичною дисоціацією існує *термічна дисоціація* — дисоціація електролітів на йони, яка відбувається під час розплавлення електролітів унаслідок нагрівання.

Основні поняття. Ступінь електролітичної дисоціації. Сильний електроліт. Слабкий електроліт. Електроліт середньої сили.

Запитання та завдання



1. Як називають здатність електролітів розпадатися у водних розчинах на йони?
2. Що таке ступінь електролітичної дисоціації?
3. Які електроліти називають сильними, а які — слабкими? Наведіть приклади.
4. Від яких чинників залежить ступінь електролітичної дисоціації?
5. Чому ступінь електролітичної дисоціації слабких електролітів зі зменшенням концентрації розчину збільшується?
6. Що лежить в основі електролітичної дисоціації електролітів? Термічної дисоціації електролітів? Чи всі електроліти можна піддавати термічній дисоціації?
7. Наведіть по одному прикладу солей, у результаті дисоціації одного моля яких утворюються: а) 2; б) 3; в) 4 молів йонів. Складіть рівняння дисоціації.
8. Із наведених формул випишіть окремо: а) формули сильних електролітів; б) формули слабких електролітів; в) формули електролітів середньої сили:
 H_3PO_4 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, KCl , HCl , Na_2S , KOH , Na_2SO_4 , H_2S .
9. Як ви вважаєте, чому фторидна (плавиково) кислота є слабким електролітом?
10. Напишіть формули речовин, які під час розчинення у воді утворюють йони: Zn^{2+} і NO_3^- , Fe^{3+} і Cl^- , H^+ і SO_4^{2-} , Ba^{2+} і OH^- , Cr^{3+} і SO_4^{2-} .
- *11. У розчині містяться йони Na^+ , Mg^{2+} , Cl^- , SO_4^{2-} . Які речовини були розчинені? Запропонуйте два варіанти відповіді.

§ 19. Обчислення ступеня електролітичної дисоціації

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- як обчислювати ступінь електролітичної дисоціації електролітів.

Приклади розв'язування задач



Приклад 1. Обчисліть ступінь електролітичної дисоціації електроліту, якщо із кожних його 60 молекул 33 молекули зазнали дисоціації.

Дано: $N = 60$ молекул розчинені $n = 33$ молекули дисоційовані	Розв'язання $\alpha = \frac{n}{N} \cdot 100\% = \frac{33}{60} \cdot 100\% = 55\%$
$\alpha = ?$	Відповідь: 55 %.

Приклад 2. Водний розчин магній нітрату містить 0,6 моль йонів. Яку масу солі розчинили?

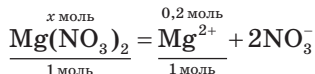
Дано: $\nu(\text{йонів}) = 0,6$ моль $m(\text{Mg}(\text{NO}_3)_2) = ?$	Розв'язання 1. Запишемо рівняння дисоціації $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ у водному розчині: $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 = \text{Mg}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$
-------------------------------------------------------------------------------------	---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

2. Із цього рівняння: у результаті дисоціації 1 моль $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ утворюється 1 моль йонів Mg^{2+} і 2 моль йонів NO_3^- , тобто всього 3 моль йонів. За умовою в розчині утворилося 0,6 моль йонів, це означає, що:

у 3 моль суміші йонів Mg^{2+} і NO_3^- міститься 1 моль йонів Mg^{2+} , а в 0,6 моль цієї суміші — x моль йонів Mg^{2+} . Тоді

$$x = \frac{0,6 \text{ моль} \cdot 1 \text{ моль}}{3 \text{ моль}} = 0,2 \text{ моль йонів } \text{Mg}^{2+}.$$

3. Скористаємось рівнянням дисоціації $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$:



Звідси $x = 0,2$ моль $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ або

$$\begin{aligned} m(\text{Mg}(\text{NO}_3)_2) &= \nu(\text{Mg}(\text{NO}_3)_2) \cdot M(\text{Mg}(\text{NO}_3)_2) = \\ &= 0,2 \text{ моль} \cdot 148 \text{ г/моль} = 29,6 \text{ г}. \end{aligned}$$

Відповідь: 29,6 г.

Приклад 3. Унаслідок розчинення у воді гідроген хлориду утворилося 5,46 г йонів Гідрогену і 0,54 моль недисоційованих молекул HCl. Обчисліть ступінь електролітичної дисоціації цієї кислоти. Який це електроліт — сильний, слабкий чи середньої сили?

Дано:

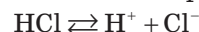
$$m(\text{H}^+) = 5,46 \text{ г}$$

$$\nu(\text{HCl}) = 0,54 \text{ моль}$$

$$\alpha(\text{HCl}) = ?$$

Розв'язання

1. Запишемо рівняння дисоціації HCl:



2. Визначимо кількість речовини розчиненого у воді гідроген хлориду, тобто хлоридної кислоти.

Із рівняння дисоціації хлоридної кислоти:

$$\nu(\text{HCl}) = \nu(\text{H}^+) = 5,46 \text{ моль.}$$

3. Ступінь електролітичної дисоціації $\alpha(\text{HCl})$ обчислюємо за формулою:

$$\alpha(\text{HCl}) = \frac{\nu(\text{HCl})}{\nu_0(\text{HCl})} \cdot 100\% = \frac{5,46}{(5,46 + 0,54)} \cdot 100\% = 91\%.$$

Ступінь електролітичної дисоціації $\alpha(\text{HCl})$ більший за 30 %, тому хлоридна кислота — сильний електроліт.

Відповідь: 91 %, сильний електроліт.

Запитання та завдання



- Обчисліть ступінь дисоціації електроліту, у якому 35 із кожних 140 молекул розпадаються на йони.
- В 1 л розчину міститься 1 моль кальцій хлориду. Із цієї кількості речовини на йони розпалося тільки 83,25 г. Обчисліть ступінь електролітичної дисоціації кальцій хлориду. Який це електроліт — сильний, слабкий чи середньої сили?
- Обчисліть ступінь електролітичної дисоціації (%) електроліту, якщо із кожних його 40 молекул 24 молекули зазнали дисоціації. Який це електроліт — слабкий, сильний чи середньої сили?
- У результаті розчинення фторидної кислоти утворилося 0,0035 г йонів Гідрогену та 0,35 моль молекул недисоційованої кислоти. Обчисліть ступінь електролітичної дисоціації фторидної кислоти в цьому розчині.
- У розчині об'ємом 1 л міститься 0,10 моль кислоти, ступінь електролітичної дисоціації якої 0,01 %. Яка маса йонів Гідрогену міститься в цьому об'ємі розчину?
- У розчині з концентрацією одноосновної кислоти 0,25 моль/л міститься 0,0025 г йонів Гідрогену. Обчисліть ступінь електролітичної дисоціації кислоти в цьому розчині.
- В 1 л розчину міститься 1 моль натрій гідроксиду. Ступінь електролітичної дисоціації цієї основи в розчині 73 %. Яка маса електроліту дисоційована на йони?

8. Ступінь електролітичної дисоціації нітратної кислоти (HNO_3) у розчині концентрацією 1 моль/л дорівнює 0,82 %. Яка маса йонів Гідрогену міститься у 3 л розчину цієї кислоти?
9. Ступінь електролітичної дисоціації CuCl_2 в його розчині, що містить 0,6 моль солі, становить 60 %. Яка маса йонів Cu^{2+} утвориться внаслідок дисоціації? Чому?
10. Розчин одноосновної кислоти містить 0,6 г йонів Гідрогену та 3,4 моль недисоційованої кислоти. Який ступінь електролітичної дисоціації кислоти в розчині?
11. Яка маса кожного йона утвориться в результаті електролітичної дисоціації 2,5 моль калій сульфату, якщо його ступінь дисоціації 90 %?
- *12. Яка маса йонів Натрію міститься в розчині об'ємом 2 л і молярною концентрацією NaOH 2 моль/л, якщо ступінь його електролітичної дисоціації $\alpha = 84$ %?
- *13. У результаті розчинення у воді гідроген броміду утворилося 2,7 г катіонів Гідрогену і 0,3 моль недисоційованих молекул HBr . Обчисліть ступінь електролітичної дисоціації цієї кислоти. Це сильний чи слабкий електроліт?
- *14. 20 моль натрій гідроксиду розчинили в 2 л води й одержали розчин, який містить 16,38 моль гідроксид-іонів. Визначте ступінь електролітичної дисоціації цієї основи. Який це електроліт — слабкий, сильний чи середньої сили?

§ 20. Реакції обміну між розчинами електролітів. Складання йонно-молекулярних рівнянь

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- за яких умов відбуваються реакції обміну в розчинах електролітів.

Нагадаємо, реакції обміну — це такі реакції, у ході яких дві складні речовини обмінюються своїми складовими частинами. За теорією електролітичної дисоціації, реакції обміну між електролітами в розчинах — це реакції між йонами, які утворюються внаслідок дисоціації цих електролітів.

У яких випадках реакції обміну відбуваються до кінця?

Реакції обміну відбуваються до кінця, коли продуктами реакції є речовини, що не дисоціюють. *Які саме речовини?*

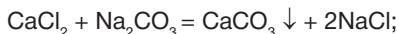
Під час змішування розчинів різних електролітів у результаті зіткнення йонів з протилежними зарядами можуть утворюватися: *малодисоційовані сполуки* — насамперед H_2O , а також слабкі кислоти CH_3COOH , H_2S та ін., *осади* — наприклад AgCl , BaSO_4 , CaCO_3 , або *газоподібні речовини* — CO_2 , NH_3 тощо. У цьому можна переконатися, провівши такі досліди.

Демонстраційний дослід

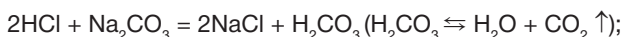
Реакції обміну між електролітами у водних розчинах

Розглянемо на досліді найхарактерніші реакції обміну між електролітами у водних розчинах, які супроводжуються:

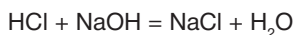
- **випаданням осаду.** У хімічний стакан ємністю 100 мл поміщують 30 мл розчину кальцій хлориду концентрацією 1 моль/л і доливають такий самий об'єм розчину натрій карбонату концентрацією 1 моль/л. Утворюється білий осад. Якого він складу? Запишемо рівняння хімічної реакції:



- **виділенням газу.** Наливають у хімічний стакан 30 мл хлоридної кислоти концентрацією 1 моль/л і додають до нього такий самий об'єм розчину натрій карбонату концентрацією 1 моль/л. Спостерігаємо інтенсивне газоутворення. Який склад газу? Яке його забарвлення? Чи підтримує він горіння скіпки? Рівняння реакції таке:



- **утворенням води.** У хімічний стакан наливають 20 мл хлоридної кислоти концентрацією 1 моль/л і додають 2–3 краплини розчину метилоранжу. Потім краплями доливають розчин натрій гідроксиду концентрацією 1 моль/л доти, поки індикатор змінить забарвлення. Який з утворених продуктів цієї реакції є слабким електролітом?



Отже, подібні реакції відбуваються за умови утворення речовин з іще міцнішим хімічним зв'язком. Ми записали рівняння реакцій у молекулярній формі. Але ж реакції в розчинах електролітів відбуваються між йонами, тому їх називають **йонними**, а рівняння — **йонно-молекулярними**. У них записують формули йонів або молекул речовин, які взяли участь у реакції. Інакше кажучи, до запису молекулярного рівняння додають рівняння в повній і скороченій йонній формах.

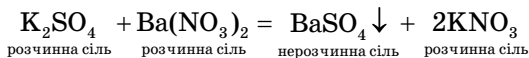
Алгоритм складання йонно-молекулярних рівнянь

1. Скласти рівняння реакції в молекулярній формі.
2. Переписати в йонному вигляді формули тільки сильних електролітів. Практично нерозчинні, малорозчинні та малодисоційовані, а також газоподібні сполуки залишити в молекулярній формі.
3. Визначити йони, які не беруть участі в утворенні малодисоційованих, малорозчинних (осадів) і газоподібних речовин.
4. Скласти скорочене йонне рівняння реакції, яке відображає реальний механізм її перебігу.

Наведемо конкретні приклади складання таких рівнянь.

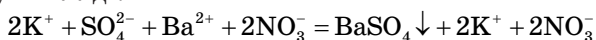
I. Складання рівнянь реакцій обміну, перебіг яких супроводжується утворенням *малорозчинної сполуки (осаду)*:

1-й крок. Записуємо рівняння реакції в молекулярній формі:



Обидві солі, що взаємодіють, є розчинними й повністю дисоціюють на йони: так, калій сульфат — на йони K^+ і сульфат-іони SO_4^{2-} , а барій нітрат — на йони Ba^{2+} і нітрат-іони NO_3^- . Одна утворена сіль, барій сульфат BaSO_4 , нерозчинна, а тому випадає в осад. Друга утворена сіль, калій нітрат KNO_3 , розчинна і є сильним електролітом (див. табл. розчинності на форзаці 2), а отже, залишається в розчині у вигляді йонів (K^+ і NO_3^-).

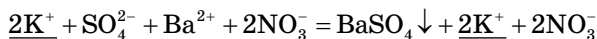
2-й крок. Наведене вище молекулярне рівняння можна подати й у такому вигляді:



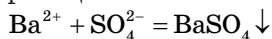
Таке рівняння називають *рівнянням у повній йонно-молекулярній формі*. У ньому в йонній формі подають лише формули добре розчинних сильних електролітів, а формули газоподібних, малодисоційованих та малорозчинних речовин — у молекулярній формі з урахуванням коефіцієнтів.

3-й крок. Так, з аналізу наведеного рівняння можна зробити висновок, що йони K^+ і NO_3^- участі в реакції не беруть, оскільки залишаються після реакції такими самими, як і до неї.

Підкреслюємо йони, що не беруть участі в реакції:



4-й крок. Тому такі йони виключають із запису рівняння в повній йонно-молекулярній формі. Складемо *скорочене йонно-молекулярне рівняння*, до якого входять лише ті йони, що беруть безпосередню участь у реакції:



Реакції такого типу, які відбуваються без зміни ступенів окиснення атомів, що утворюють йони, називають **йоннообмінними**.

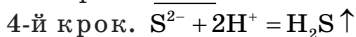
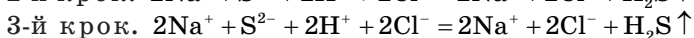
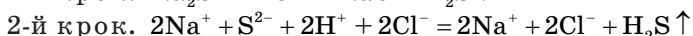
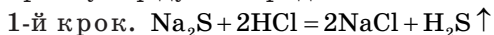
Лабораторний дослід 4

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

У дві пробірки налийте по 1 мл розчинів купрум(II) сульфату та ферум(III) хлориду концентрацією 0,5 моль/л. У кожен пробірку додайте по 1 мл розчину натрій гідроксиду концентрацією 1 моль/л. Що при цьому спостерігаєте? Яке забарвлення осадів, що утворилися?

Складіть рівняння реакцій у молекулярній та в повній і скороченій йонній формах.

II. Складання рівнянь реакцій, перебіг яких супроводжується утворенням *газоподібної сполуки*, розглянемо на прикладі реакції натрій сульфіді з хлоридною кислотою.



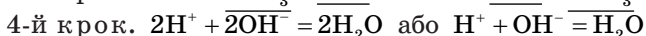
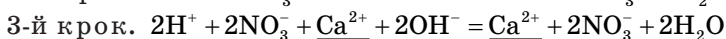
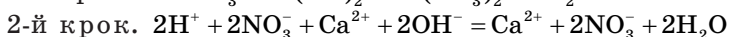
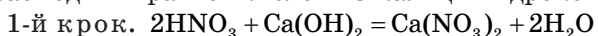
Лабораторний дослід 5

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

Працювати під тягою!

В одну з мікропробірок внесіть 5 крапель розчину натрій карбонату концентрацією 0,5 моль/л і додайте в неї стільки ж крапель хлоридної кислоти концентрацією 0,5 моль/л. Перемішайте вміст пробірки. Спостерігайте виділення газоподібної речовини. Складіть рівняння реакції в молекулярній та повній і скороченій йонній формах. Чи має запах леткий продукт реакції? У другу мікропробірку налейте 5 крапель розчину натрій сульфіді концентрацією 0,5 моль/л і додайте в неї стільки ж хлоридної кислоти концентрацією 0,5 моль/л. Визначте за запахом тухлих яєць склад газоподібного продукту реакції. Складіть рівняння реакції в молекулярній та повній і скороченій йонній формах.

III. Складання рівнянь реакцій, перебіг яких супроводжується утворенням *малодисоційованої сполуки*, розглянемо на прикладі взаємодії нітратної кислоти з кальцій гідроксидом.



Лабораторний дослід 6

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

Налийте у кожну з двох пробірок по 5 крапель розчину натрій гідроксиду концентрацією 2 моль/л і додайте по 1 краплі розчину фенолфталеїну. Під дією яких йонів розчин фенолфталеїну став малиновим? В одну пробірку додавайте з піпетки по краплях хлоридну кислоту концентрацією 2 моль/л, у другу — розчин ортофосфатної кислоти концентрацією 2 моль/л до повного знебарвлення розчинів. Чим можна пояснити знебарвлення розчинів? У якому випадку розчин знебарвлюється швидше?

Складіть рівняння обох реакцій взаємодії лугу з хлоридною та ортофосфатною кислотами в молекулярній і повній та скороченій йонній формах. Чому друга реакція відбувається з утворенням малодисоційованої сполуки — води, хоча вихідною речовиною є ортофосфатна кислота — електроліт середньої сили?

Щоб з'ясувати можливість перебігу тієї чи іншої реакції обміну, часто доводиться користуватися таблицею розчинності неорганічних сполук (див. форзац 2). Також потрібно пам'ятати найпоширеніші випадки утворення газоподібних сполук (карбон(IV) оксиду та сульфур(IV) оксиду). Ці сполуки виділяються, якщо в результаті реакції обміну утворюються відповідні кислоти (карбонатна H_2CO_3 та сульфитна H_2SO_3 — нестійкі сполуки, які розкладаються в момент утворення).

Основні поняття. Йонообмінні реакції. Рівняння хімічної реакції в молекулярній, повній та скороченій йонній формах.

Запитання та завдання



- °1. Як відбуваються реакції між електролітами в розчинах? Це реакції між молекулами чи між йонами?
- °2. Яких правил треба дотримуватися під час складання йонно-молекулярних рівнянь?
- °3. У яких випадках хімічні реакції в розчинах електролітів відбуваються до кінця?
4. Між якими з поданих нижче електролітів може відбуватися реакція обміну? Чому? Складіть рівняння можливих реакцій у молекулярній, повній і скороченій йонній формах:
 - а) ферум(III) сульфат і калій гідроксид;
 - б) барій нітрат і калій хлорид;
 - в) барій гідроксид і ортофосфатна кислота.
5. У яких із поданих нижче випадків можливий перебіг реакції? Чому? Складіть рівняння можливих реакцій у молекулярній, повній і скороченій йонній формах:

а) $\text{HNO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$;	д) $\text{CuCl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$;
б) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{ZnCl}_2 \rightarrow$;	е) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \text{MgSO}_4 \rightarrow$;
в) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$;	є) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow$;
г) $\text{CaCO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$;	ж) $\text{CaCl}_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow$.
з) $\text{AgNO}_3 + \text{CaBr}_2 \rightarrow$;	
- *6. Наведіть повні рівняння реакцій, сутність яких можна виразити такими йонними рівняннями в скороченій формі:

а) $3\text{Ca}^{2+} + 2\text{PO}_4^{3-} = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \downarrow$;	г) $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$;
б) $2\text{H}^+ + \text{S}^{2-} = \text{H}_2\text{S} \uparrow$;	р) $\text{Mg}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Mg}(\text{OH})_2 \downarrow$;
в) $2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$;	д) $3\text{Ba}^{2+} + 2\text{PO}_4^{2-} = \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2 \downarrow$.
- *7. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:
 - а) кальцій \rightarrow кальцій гідроксид \rightarrow кальцій хлорид \rightarrow кальцій карбонат;
 - б) натрій \rightarrow натрій гідроксид \rightarrow натрій хлорид \rightarrow натрій нітрат.
 Складіть рівняння відповідних реакцій у молекулярній, повній і скороченій йонній формах.

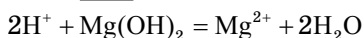
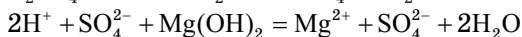
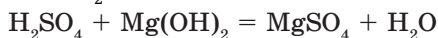
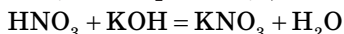
§ 21. Хімічні властивості кислот, основ, амфотерних гідроксидів, солей у світлі уявлень про електролітичну дисоціацію

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

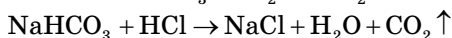
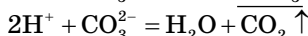
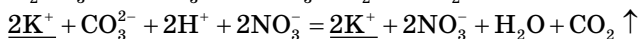
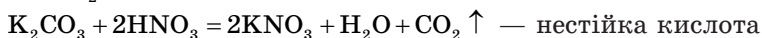
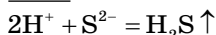
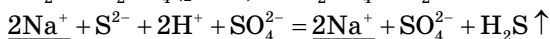
- про хімічні властивості кислот, основ, амфотерних гідроксидів і солей як електролітів.

1. Хімічні властивості кислот. До найважливіших властивостей кислот як електролітів відносять такі реакції йонного обміну:

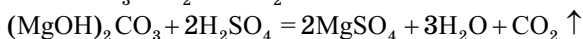
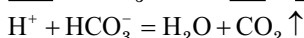
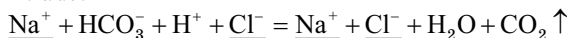
а) взаємодію з *лугами* та *основами* з утворенням солі та води (реакція нейтралізації):



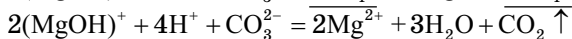
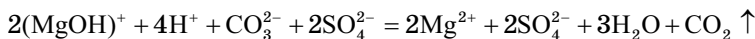
б) взаємодію *із солями* (середніми, кислими, основними) з утворенням летких або нестійких кислот:



кисла сіль



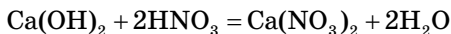
основна сіль



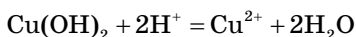
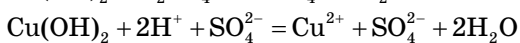
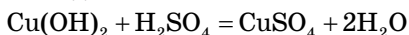
2. Хімічні властивості основ. Розчинні основи, або луки, відносять до сильних електролітів, за винятком $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Сильні основи утворюють головним чином елементи ІА- та ІІА-груп Періодичної системи елементів. Нерозчинні основи відносять до слабких основ.

До найважливіших властивостей основ як електролітів належать такі реакції йонного обміну:

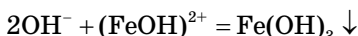
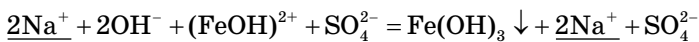
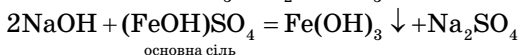
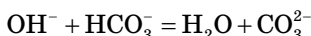
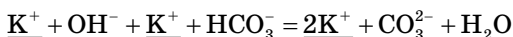
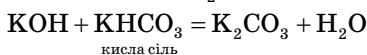
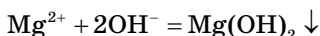
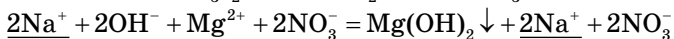
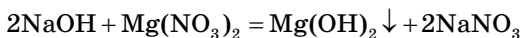
а) взаємодія лугів з *кислотами* з утворенням солі та води:



б) взаємодія нерозчинних основ з *кислотами* з утворенням солі та води:



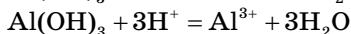
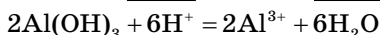
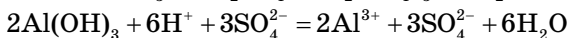
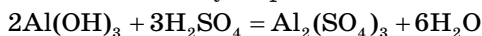
в) взаємодія з *розчинними солями* з утворенням нової солі та нерозчинної основи:



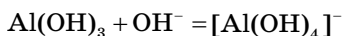
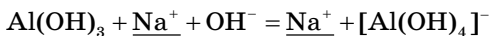
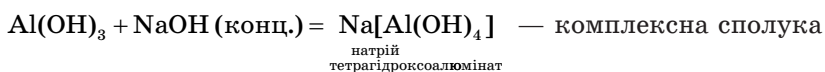
3. Хімічні властивості амфотерних гідроксидів. Амфотерні гідроксиди здатні взаємодіяти як з кислотами, так і з лугами, тобто залежно від складу другого реагенту (кислоти або лугу) виявляти як основні, так і кислотні властивості. Найхарактерніші амфотерні властивості виявляють гідроксиди $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$.

До найважливіших властивостей амфотерних гідроксидів відносять такі реакції йонного обміну:

а) взаємодію з *кислотами* з утворенням солі та води:

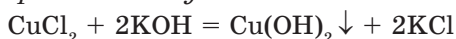


б) взаємодію з лугами:



4. Хімічні властивості солей. До найважливіших властивостей солей відносять такі реакції йонного обміну:

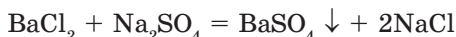
а) взаємодію з розчинами лугів:



б) взаємодію з кислотами:

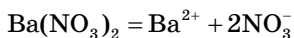


в) взаємодію із солями:

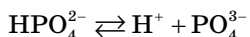
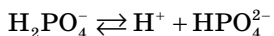
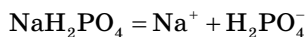
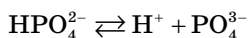
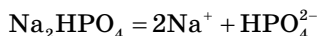


Завдання. Рівняння в повній і скороченій йонній формах запишіть самостійно. Аналогічні рівняння наведено вище, під час розгляду властивостей кислот та основ.

У розчинах *середні солі* дисоціюють з утворенням катіонів металічного елемента та аніонів кислотного залишку:



У результаті дисоціації *кислих солей* у розчині, поряд з катіонами металічних елементів, наявні катіони Гідрогену:



Іншими словами, дисоціація відбувається ступінчасто: більшою мірою — за першим ступенем, найменшою — за третім.

Основні поняття. Хімічні властивості кислот, основ, амфотерних гідроксидів і солей як електролітів.

Запитання та завдання



1. Якими є найважливіші властивості: а) кислот; б) основ; в) амфотерних гідроксидів; г) солей?
2. Які основи та амфотерні гідроксиди належать до слабких?
3. Елементи яких груп Періодичної системи утворюють сильні основи?
4. У чому полягає різниця в хімічних властивостях лугів та амфотерних гідроксидів?
5. Складіть рівняння дисоціації таких електролітів: H_2SO_4 , KH_2PO_4 , K_2HPO_4 , NaHCO_3 , H_2S , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, HCl , K_2SO_4 . Візьміть до уваги силу вказаних електролітів. Дайте назву утвореним йонам.
6. З якими з перелічених речовин взаємодіятиме $\text{Ba}(\text{OH})_2$: CO_2 , NaOH , CuCl_2 , H_2SO_4 ? Запишіть можливі реакції у вигляді скорочених йонних рівнянь.
7. У воді об'ємом 380 мл розчинили 20 г нітратної кислоти. Визначте масову частку цієї кислоти в розчині.
- *8. Обчисліть молярну концентрацію розчиненої речовини, якщо в 200 мл розчину міститься 0,5 моль калій хлориду.
- *9. У 400 мл розчину міститься 19,6 г сульфатної кислоти. Обчисліть молярну концентрацію еквівалента розчиненої кислоти.

§ 22. Дисоціація води. Поняття про pH розчину

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- що називають йонним добутком води;
- що таке pH розчину.

Незважаючи на те що вода є слабким електролітом, вона, хоча й незначною мірою, дисоціює на йони:



Експериментально встановлено, що за температури 20 °С концентрація йонів H^+ у чистій воді дорівнює 10^{-7} моль/л. Оскільки вода є нейтральною речовиною, то такою самою буде й концентрація гідроксид-іонів OH^- . Добуток концентрацій йонів Гідрогену $[\text{H}^+]$ і гідроксид-іонів $[\text{OH}^-]$ називають **йонним добутком води**:

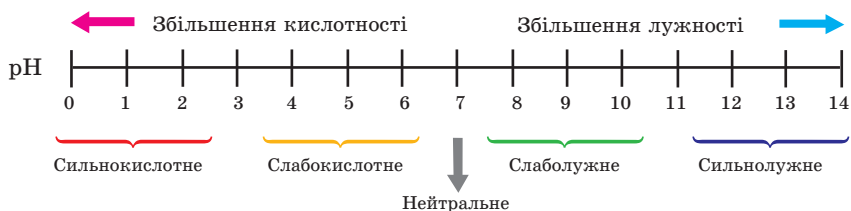
$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14}$$

Якщо ж до води додати, наприклад, кислоти, то концентрація йонів Гідрогену $[\text{H}^+]$ зросте, а гідроксид-іонів $[\text{OH}^-]$ — зменшиться. У разі додавання до води лугу зменшиться концентрація йонів $[\text{H}^+]$ і збільшиться концентрація йонів $[\text{OH}^-]$, але йонний добуток води в обох випадках залишиться 10^{-14} .

Отже, коли $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ моль/л, розчин має нейтральне середовище, коли $[H^+] > [OH^-]$ — кислотне, а коли $[H^+] < [OH^-]$ — лужне.

На практиці використовують розчини з певною концентрацією йонів $[H^+]$. Розчин кислотний, якщо $[H^+] > 10^{-7}$ моль/л, або лужний, якщо $[H^+] < 10^{-7}$ моль/л. Залежність між концентрацією йонів Гідрогену, величиною рН та реакцією середовища (кислотою чи лужною) показано на схемі 10.

Схема 10

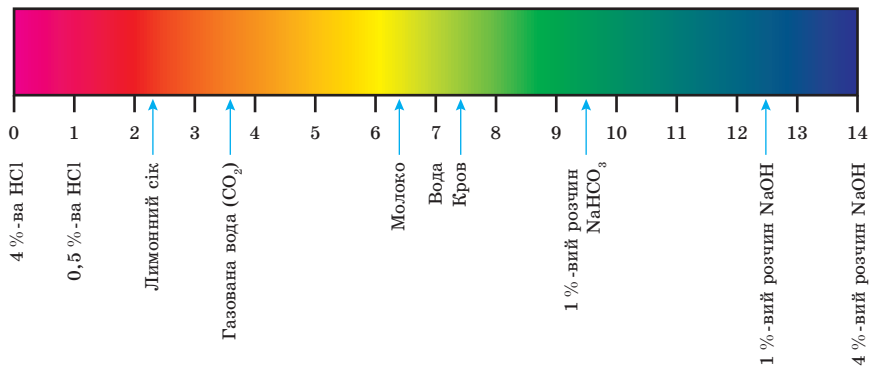


Кількісно кислотно-основні властивості розчинів електролітів характеризують концентрацією йонів Гідрогену у водних розчинах. Її позначають символом рН і називають *водневим показником*.

Величина рН указує на *характер середовища*. Якщо фільтрувальний папір просочити розчином індикатора й висушити, то отримаємо індикаторний папір, який широко використовують у лабораторній практиці. Для визначення кислотності середовища краплину досліджуваного розчину наносять на смужку індикаторного паперу. Порівнюючи забарвлення папірця зі шкалою (схема 10), знаходять значення рН розчину.

Хіміки використовують також *універсальний індикатор*, що є сумішшю кількох речовин. За його забарвленням можна визначити кислотність середовища з точністю до 0,2 (схема 11).

Схема 11



Лабораторний дослід 3

Встановлення приблизного значення рН води, лужних і кислотних розчинів за допомогою універсального індикатора

Метою дослідів є визначення рН розчинів кислот і лугів, а також дистильованої води. Краплину досліджуваного розчину скляною паличкою нанесіть на смужку фільтрувального паперу, просоченого універсальним індикатором. Порівняйте отримане забарвлення із забарвленням універсального індикатора (схема 11), яке відповідає певному значенню рН розчину, тобто певній концентрації йонів Гідрогену або гідроксид-іонів. Обчисліть концентрацію йонів Гідрогену за формулою водневого показника. Результати вимірювань занесіть у таблицю.

Досліджуваний розчин	Колір індикатора	рН розчину	Концентрація йонів H^+
Водопровідна вода			
Натрій гідроксид			
Хлоридна кислота			
Натрій карбонат			
Алюміній хлорид			

■ Для допитливих



Знати кислотність середовища потрібно в багатьох галузях науки та техніки. Наприклад, екологи постійно вимірюють рН дощової води, води річок та озер. Різке підвищення кислотності природних вод може бути наслідком забруднення атмосфери газами автомобілів або викидами промислових підприємств.

Водневий показник — дуже важлива характеристика процесів, які відбуваються в організмах. Кожен вид рослин потребує ґрунту з певною кислотністю. Через це перед висаджуванням агрономи визначають рН ґрунту. Якщо його кислотність занадто висока для вирощування даної культури, то вносять крейду або вапно — проводять так зване вапнування. У харчовій промисловості за допомогою кислотно-основних індикаторів здійснюють контроль виробництва напоїв.

Основні поняття. Йонний добуток води. Водневий показник. Універсальний індикатор. Характер середовища.



**Сьорен П. Л. Сьоренсен
(1868–1939)**

Данський біохімік, засновник сучасної рН-метрії. У 1909 р. запропонував використовувати логарифмічну шкалу — так звану шкалу рН, щоб виразити концентрацію йонів Гідроксонію H_3O^+ у розчині. Позначення рН є аббревіатурою виразу «potential of Hydrogen».

Запитання та завдання



- °1. Що таке йонний добуток води? Як його позначають? Як позначають з використанням водневого показника рН нейтральність, кислотність і лужність розчину?
- °2. До яких електролітів — сильних чи слабких — належить чиста вода?
- °3. Який рН чистої води?
4. Із наведеного переліку випишіть формули речовин, розчини яких мають середовище: а) кислотне; б) лужне.
 KCl , KOH , HCl , NaNO_3 , Ca(OH)_2 , HNO_3 .
5. У трьох пробірках містяться розчини натрій гідроксиду, нітратної кислоти та кальцій хлориду. Що треба використати, щоб розпізнати ці розчини?
6. Дощова вода має рН = 5,6. Що це означає? Яка речовина, що міститься в повітрі, у результаті розчинення у воді утворює таке середовище? Чи безпечне таке середовище для довкілля?
7. Розчини сильних одноосновних кислот однакової концентрації мають однакове значення рН. Розчини слабких кислот мають різне значення рН: що ближче рН до 7, то слабша кислота. Чим можна це пояснити?
- *8. Чи залежить рН розчину сильної кислоти від її концентрації? Відповідь обґрунтуйте.
- *9. У результаті спалювання кам'яного вугілля на теплоелектростанціях до атмосфери потрапляють продукти його згоряння, що містять оксиди Карбону, Сульфуру та Нітрогену. Яке значення рН матиме дощова вода: більше 7 чи менше 7?
- *10. До розчину, який містить 1 моль натрій гідроксиду, долили розчин універсального індикатора. Чи зміниться і як зміниться забарвлення розчину, якщо до нього додати розчин, що містить: а) 0,5 моль; б) 1 моль; в) 1,5 моль HCl ? Визначте зміну характеру середовища за схемами 10, 11.

§ 23. Виявлення в розчині гідроксид-іонів та йонів Гідрогену

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- як виявити в розчині гідроксид-іони та йони Гідрогену.

Гідроксид-іони та йони Гідрогену в розчині виявляють за допомогою *кисотно-основних індикаторів* — речовин, які змінюють колір залежно від характеру середовища. До найпоширеніших індикаторів належать лакмус, метилоранж і фенолфталеїн, при цьому кожен індикатор має власний інтервал значень рН, за яких він змінює колір. Існують також універсальні індикатори, які

являють собою суміш розчинів різних індикаторів. Вони змінюють забарвлення залежно від зміни рН з точністю до одиниці (табл. 5).

Таблиця 5

**Зміна забарвлення кислотно-основних індикаторів
залежно від характеру середовища**

Значення рН розчину	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	
Індикатор																
Лакмус	Red						Purple		Blue							
Фенолфталеїн	Colorless									Pink		Magenta				
Метилоранж (метилловий оранжевий)	Red			Orange			Yellow									

Лабораторний дослід 2

Виявлення у розчині гідроксид-іонів та йонів Гідрогену

- **Виявлення йонів Гідрогену.** У пробірку налейте хлоридну кислоту об'ємом 1 мл. Додайте 5–6 крапель розчину лакмусу. Що спостерігаєте? Якого забарвлення набуває кислота? Чому?

У другу пробірку з хлоридною кислотою об'ємом 1 мл додайте 1 краплю розчину фенолфталеїну. Що спостерігаєте? Чи змінюється колір кислоти? Чому? Згадайте про інтервали переходу кольору індикатора залежно від значення рН розчину.

- **Виявлення гідроксид-іонів.** У кожну з двох пробірок налейте розчин натрій гідроксиду об'ємом 1 мл. У першу пробірку додайте 5–6 крапель розчину лакмусу. Що спостерігаєте? Якого забарвлення набуває розчин лугу? Чому?

У другу пробірку з розчином натрій гідроксиду об'ємом 1 мл додайте 1 краплю розчину фенолфталеїну. Що спостерігаєте? Якого кольору став розчин лугу?

■ Для допитливих

- **Фізіологічна дія йонів Гідрогену та гідроксид-іонів**

Внутрішнє середовище організму — кров, лімфа, шлунковий сік — є водними розчинами. Тому рН цих розчинів впливає на життєдіяльність клітин, тканин, органів та організму в цілому.

Значення рН внутрішнього середовища організму характеризується сталістю та стійкістю. Наприклад, рН крові людини підтримується в інтервалі значень 7,35–7,45. Навіть незначні його зрушення (на 0,2–0,3 одиниці) у кислотну або лужну область спричиняють великі зміни в життєдіяльності організму.

У процесі обміну речовин у клітинах безперервно утворюються продукти кислотного характеру. Кінцевий продукт окиснення поживних речовин — CO_2 накопичується в крові, унаслідок чого виникає загроза підвищення



§ 24. Гідроліз солей

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- що таке гідроліз солей;
- які типи солей зазнають гідролізу.

У водних розчинах усі розчинні солі повністю дисоціюють на йони. Кожному утвореному при цьому катіону відповідає певна основа, а кожному аніону — певна кислота. Ці основи та кислоти можуть бути як сильними, так і слабкими. Через це всі солі поділяють на чотири умовні типи:

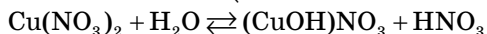
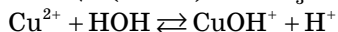
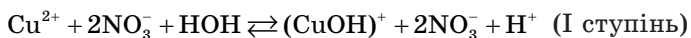
- а) солі, утворені сильними основами та сильними кислотами;
- б) солі, утворені слабкими основами та сильними кислотами;
- в) солі, утворені сильними основами та слабкими кислотами;
- г) солі, утворені слабкими основами та слабкими кислотами.

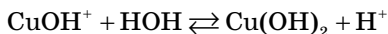
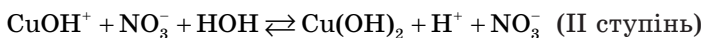
Слабкі основи та слабкі кислоти є слабкими електролітами, тобто мають низькі значення ступенів електролітичної дисоціації. Через це катіони солей, утворені слабкими основами, досить активно зв'язують гідроксид-іони води, а аніони солей, утворених слабкими кислотами, — йони Гідрогену води. Указані реакції обмінної взаємодії йонів солі з йонами води називають *реакціями гідролізу*.

Процес гідролізу слід відрізняти від процесу гідратації. Гідратація — це процес взаємодії йонів солі з молекулами води, а гідроліз — це процес взаємодії йонів солі не з молекулами, а з йонами води. Так, зв'язування аніонами солі катіонів Гідрогену води спричиняє утворення кислоти або кислої солі, а зв'язування катіонами солі гідроксид-іонів води сприяє утворенню основ або основних солей.

Розглянемо процес гідролізу солей на конкретних прикладах.

- Сіль, утворена сильною основою та сильною кислотою, не зазнає гідролізу: KCl , NaNO_3 , K_2SO_4 тощо.
- У солей, утворених слабою основою та сильною кислотою, наприклад у $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, взаємодіяти з йонами води, тобто гідролізувати, буде тільки катіон Cu^{2+} . Рівняння гідролізу цієї солі можна подати таким чином (при цьому склад молекули води часто записують як HOH):



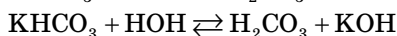
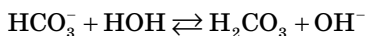
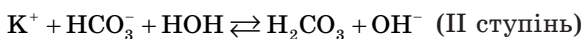
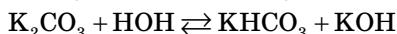
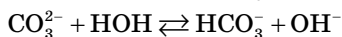
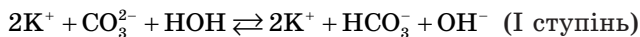


Гідроліз за другим ступенем практично не відбувається, через те що підвищення в розчині концентрації йонів Гідрогену перешкоджає утворенню Cu(OH)_2 . Тому в молекулярній формі рівняння гідролізу солі $\text{Cu(NO}_3)_2$ має такий вигляд:



Отже, другим ступенем процесу гідролізу можна знехтувати. Як видно з наведеного рівняння, йони Гідрогену в надлишку і надають розчину солі $\text{Cu(NO}_3)_2$ кислотної реакції, тому $\text{pH} < 7$.

- У солей, утворених сильною основою та слабкою кислотою, наприклад у K_2CO_3 , взаємодіє з йонами води тільки аніон CO_3^{2-} — аніон слабкої карбонатної кислоти:



Гідроліз за другим ступенем практично не відбувається, тому що підвищення в розчині концентрації гідроксид-іонів OH^- перешкоджає утворенню H_2CO_3 , тобто прискорює зворотну реакцію, яка йде справа наліво. Тому в молекулярній формі рівняння гідролізу солі K_2CO_3 можна подати так:



Як видно з наведеного рівняння, спостерігається утворення надлишку гідроксид-іонів у вигляді KOH , які надають розчину солі K_2CO_3 лужну реакцію, тому $\text{pH} > 7$.

В обох розглянутих випадках (гідроліз солі CuSO_4 і гідроліз солі K_2CO_3) процес гідролізу оборотний.

- У солей, утворених катіоном слабкої основи й аніоном слабкої кислоти, у водних розчинах гідроліз відбувається як за катіоном, так і за аніоном:



У цьому випадку катіон відповідає нерозчинній основі, яка під час утворення випадає в осад, а аніон — леткій кислоті, яка

видаляється з розчину в газоподібному стані. Значення рН розчину буде близьким до 7, а процес гідролізу — практично необоротним, тому що продукти гідролізу виводяться із зони реакції. У випадку гідролізу солі, утвореної слабкою кислотою та слабкою основою, рН розчину залежатиме від співвідношення сили основи й сили кислоти. Процес гідролізу відбуватиметься до утворення слабкої кислоти та слабкої основи, тобто буде практично необоротним.

Підсилити процес гідролізу солей можна нагріванням або розведенням розчину солі.

■ Приклади розв'язування задач

Приклад 1. Складіть рівняння гідролізу солі K_2S у молекулярній та повній і скороченій йонній формах.

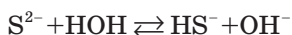


Розв'язання

1. Під час розчинення у воді ця сіль дисоціює за рівнянням:

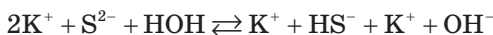


2. Оскільки йон S^{2-} є аніоном слабкої сульфідної кислоти H_2S , то він взаємодіятиме з катионом Гідрогену молекули води:



Це рівняння гідролізу солі K_2S у скороченій йонній формі.

3. Тоді в повній йонній формі рівняння гідролізу солі K_2S можна записати так:



4. Якщо об'єднати йони з протилежними зарядами у відповідні сполуки, отримаємо рівняння гідролізу солі в молекулярній формі:



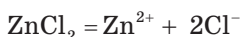
Через те що внаслідок гідролізу утворюється сильна основа, розчин стає лужним ($pH > 7$, середовище лужне).

У цьому випадку розглянуто лише перший ступінь гідролізу солі, на якому він, за звичайних умов, і припиняється. Це пояснюють тим, що аніон HS^- дисоціює набагато слабше, ніж молекули H_2S . Другий ступінь гідролізу можливий лише в разі розведення або нагрівання розчину H_2S .

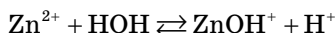
Приклад 2. Складіть рівняння гідролізу солі $ZnCl_2$, утвореної слабкою основою й сильною кислотою, у молекулярній та повній і скороченій йонній формах.

Розв'язання

1. Під час розчинення у воді ця сіль дисоціює за рівнянням:

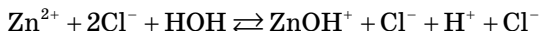


2. Йон Zn^{2+} є катіоном амфотерного гідроксиду — цинк гідроксиду $Zn(OH)_2$, отже, він взаємодіятиме з гідроксид-іоном молекули води:

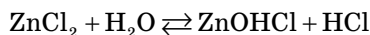


Це рівняння гідролізу $ZnCl_2$ у скороченій йонній формі.

3. Рівняння гідролізу солі $ZnCl_2$ у повній йонній формі має вигляд:



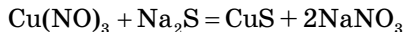
4. У молекулярній формі рівняння першого ступеню гідролізу можна подати так:



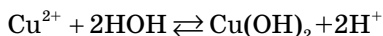
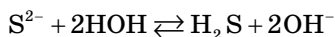
Через те що внаслідок гідролізу утворюється сильна кислота, розчин солі є кислим ($pH < 7$, середовище кислотне).

Другий ступінь гідролізу за звичайних умов не відбувається, він можливий лише в разі нагрівання розчину солі $ZnCl_2$.

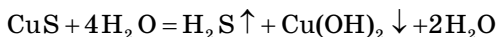
Приклад 3. Складіть молекулярне та йонні рівняння гідролізу солі CuS , яка утворюється внаслідок змішування сильно розведених розчинів натрій сульфід (солі, утвореної слабкою кислотою й сильною основою) та купрум(II) нітрату (солі, утвореної сильною кислотою й слабкою основою):



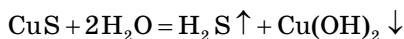
Аніон S^{2-} як аніон слабкої кислоти та катіон Cu^{2+} як катіон слабкої основи взаємодіють з водою:



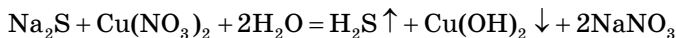
Запишемо сумарне йонно-молекулярне рівняння:



або



Сумарне молекулярне рівняння має вигляд:



Через те що продукти гідролізу H_2S та $Cu(OH)_2$ видаляються із сфери реакції, гідроліз CuS відбувається необоротно.

Основні поняття. Гідроліз солей.



- °1. Як називають реакції обмінної взаємодії йонів солі з молекулами води?
- °2. На які чотири типи залежно від сили основи та кислоти, що їх утворили, умовно поділяють солі?
3. Яке середовище (кислотне, лужне чи приблизно нейтральне) утворюється в результаті розчинення у воді солей Na_2S , BaCl_2 , FeSO_4 ?
4. Якщо до розчинів: а) натрій нітрату; б) калій карбонату; в) цинк сульфату додати фіолетовий розчин лакмусу, то чи зміниться забарвлення? Якщо так, поясніть чому та зазначте колір розчину.
5. Складіть рівняння гідролізу натрій сульфідів та калій карбонату. Укажіть забарвлення лакмусу в кожному із розчинів та поясніть причину його появи.
6. Назвіть сіль Натрію, розчин якої має лужне середовище, і сіль нітратної кислоти, розчин якої має кислотне середовище. Складіть рівняння реакцій, які можуть відбуватися в розчинах кожної із цих солей. Яке середовище в розчині натрій нітрату?
- *7. Якщо до розчину алюміній нітрату долити розчин натрій карбонату, то спостерігається виділення безбарвної газоподібної речовини та утворення осаду. Завдяки якому процесу виділяється газ і випадає осад? Складіть рівняння реакцій.
- *8. Як впливає на гідроліз солей: а) підвищення температури; б) розведення розчину?
- *9. Складіть молекулярне та йонне рівняння гідролізу солі, утвореної сильною основою та слабкою сульфідною кислотою. Визначте характер середовища. Чи можливий у цьому випадку гідроліз за другим ступенем? Якщо так, то за яких умов?
10. Розчини яких з наведених солей CuSO_4 , CaCl_2 , K_2SiO_3 , $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, K_2S мають кислотну реакцію? Чому?
11. Які з наведених солей у водних розчинах зазнають гідролізу: калій сульфат, натрій хлорид, барій сульфід, алюміній нітрат? Яке середовище при цьому утворюється — кислотне або лужне?
12. Розчини яких солей мають нейтральну реакцію: K_2S , MgSO_4 , BaCl_2 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$? Відповідь підтвердьте рівняннями реакцій гідролізу.
13. Які з перелічених солей AlCl_3 , K_2CO_3 , Na_2SO_4 , NaNO_3 , FeCl_2 , $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, зазнають гідролізу: а) тільки за катіоном; б) тільки за аніоном? Складіть йонні рівняння. Укажіть реакцію середовища в розчинах.

§ 25. Якісні реакції на хлорид-, бромід-, йодид-, сульфат-, ортофосфат-, карбонат- і силікат-іони

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- які реакції називають якісними;
- як за допомогою якісних реакцій можна визначити наявність у розчині певних аніонів.

Реакції, які супроводжуються утворенням осаду або зміною кольору розчину, називають **якісними**, тому що за їх допомогою можна виявити в розчинах йони певного складу (табл. 6).

Якісні реакції використовують не для кількісного, а тільки для якісного визначення однієї зі складових частин (катиона або аніона) розчину. Наведені приклади показують, як за допомогою катіонів Аргентуму(I) можна виявити хлорид-, бромід-, йодид-, сульфат- та ортофосфат-іони. За допомогою кислотно-основних індикаторів можна встановити характер середовища — кислотний, лужний або нейтральний. Існують також якісні реакції, що супроводжуються виділенням газів із характерним запахом (H_2S , NH_3), або забарвленням (NO_2). За допомогою якісних реакцій, пов'язаних із забарвленням полум'я пальника в разі внесення в нього певних речовин, можна визначити наявність у них катіонів Li^+ , Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , Ba^{2+} , Cu^{2+} та ін.

Лабораторні досліді 7–9

Якісні реакції на хлорид-, бромід- та йодид-іони

У три пробірки з розчином плюмбум(II) нітрату додайте: у першу — розчин калій хлориду, у другу — розчин калій броміду, а в третю — розчин калій йодиду. Що спостерігаєте? Складіть рівняння відповідних реакцій у молекулярній та повній і скороченій йонній формах. Зверніть увагу на колір одержаних осадів.

Лабораторні досліді 10–13

Якісні реакції на сульфат-, ортофосфат-, карбонат- та силікат-іони

У чотири пробірки налийте відповідно розчини натрій сульфату, натрій ортофосфату, натрій карбонату і натрій метасилікату (Na_2SiO_3) об'ємом приблизно 1 мл. У першу додайте розчин барій хлориду, у другу — розчин барій хлориду, у третю — обережно по краплях розчин нітратної кислоти, а в четверту — хлоридну кислоту. Що спостерігаєте? Складіть рівняння відповідних реакцій у молекулярній та повній і скороченій йонній формах. Відзначте колір та характер утворених осадів, колір та запах газоподібної речовини.

Таблиця 6

Якісні реакції

Склад йона, який визначають	Реагент для визначення	Рівняння хімічної реакції	Ознаки, що свідчать про перебіг якісної реакції
Cl^- — хлорид-іон	AgNO_3	$\text{AgNO}_3 + \text{KCl} = \text{AgCl} \downarrow + \text{KNO}_3$ $\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^- + \text{K}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl} \downarrow + \text{K}^+ + \text{NO}_3^-$ $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl} \downarrow$	Утворюється білий сирнистий осад AgCl , розчинний у розчині амоніаку й нерозчинний у кислотах.
	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{KCl} = \text{PbCl}_2 \downarrow + 2\text{KNO}_3$ $\text{Pb}^{2+} + 2\text{NO}_3^- + 2\text{K}^+ + 2\text{Cl}^- = \text{PbCl}_2 \downarrow + 2\text{K}^+ + 2\text{NO}_3^-$ $\text{Pb}^{2+} + 2\text{Cl}^- = \text{PbCl}_2 \downarrow$	Утворюється білий кристалічний осад PbCl_2 .
Br^- — бромід-іон	AgNO_3 $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	$\text{AgNO}_3 + \text{KBr} = \text{AgBr} \downarrow + \text{KNO}_3$ $\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^- + \text{K}^+ + \text{Br}^- = \text{AgBr} \downarrow + \text{K}^+ + \text{NO}_3^-$ $\text{Ag}^+ + \text{Br}^- = \text{AgBr} \downarrow$ $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{KBr} = \text{PbBr}_2 \downarrow + 2\text{KNO}_3$ $\text{Pb}^{2+} + 2\text{NO}_3^- + 2\text{K}^+ + 2\text{Br}^- = \text{PbBr}_2 \downarrow + 2\text{K}^+ + 2\text{NO}_3^-$ $\text{Pb}^{2+} + 2\text{Br}^- = \text{PbBr}_2 \downarrow$	Утворюється світло-жовтуватий сирнистий осад AgBr . Утворюється білий кристалічний осад PbBr_2 .

<p>I^- — йодид-іон</p>	<p>$AgNO_3$</p> <p>$Pb(NO_3)_2$</p>	<p>$AgNO_3 + KI = AgI \downarrow + KNO_3$ $Ag^+ + \underline{NO_3^-} + \underline{K^+} + I^- = AgI \downarrow + \underline{K^+} + \underline{NO_3^-}$ $Ag^+ + I^- = AgI \downarrow$</p> <p>$Pb(NO_3)_2 + 2KI = PbI_2 \downarrow + 2KNO_3$ $Pb^{2+} + 2\underline{NO_3^-} + 2\underline{K^+} + 2I^- = PbI_2 \downarrow + 2\underline{K^+} + 2\underline{NO_3^-}$ $Pb^{2+} + 2I^- = PbI_2 \downarrow$</p>	<p>Утворюється жовтий сирнистий осад AgI, нерозчинний у кислотах і лугах.</p> <p>Утворюється яскраво-жовтий кристалічний осад.</p>
<p>SO_4^{2-} — сульфат-іон</p>	<p>$BaCl_2$</p> <p>$Pb(NO_3)_2$</p>	<p>$BaCl_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4 \downarrow + 2NaCl$ $Ba^{2+} + 2Cl^- + 2Na^+ + SO_4^{2-} = BaSO_4 \downarrow + 2Na^+ + 2Cl^-$ $Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4 \downarrow$</p> <p>$Pb(NO_3)_2 + Na_2SO_4 = PbSO_4 \downarrow + 2NaNO_3$ $Pb^{2+} + 2\underline{NO_3^-} + 2\underline{Na^+} + SO_4^{2-} = PbSO_4 \downarrow + 2\underline{Na^+} + 2\underline{NO_3^-}$ $Pb^{2+} + SO_4^{2-} = PbSO_4 \downarrow$</p>	<p>Утворюється білий кристалічний осад $BaSO_4$, нерозчинний у кислотах.</p> <p>Утворюється білий кристалічний осад $PbSO_4$.</p>

PO_4^{3-} — ортофосфат-іон	AgNO_3	$3\text{AgNO}_3 + \text{K}_3\text{PO}_4 = \text{Ag}_3\text{PO}_4 \downarrow + 3\text{KNO}_3$ $3\text{Ag}^+ + 3\text{NO}_3^- + 3\text{K}^+ + \text{PO}_4^{3-} = \text{Ag}_3\text{PO}_4 \downarrow + 3\text{K}^+ + 3\text{NO}_3^-$ $3\text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-} = \text{Ag}_3\text{PO}_4 \downarrow$	Утворюється жовтий кристалічний осад Ag_3PO_4 .
	BaCl_2	$3\text{BaCl}_2 + 2\text{K}_3\text{PO}_4 = \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2 \downarrow + 6\text{KCl}$ $3\text{Ba}^{2+} + 6\text{Cl}^- + 6\text{K}^+ + 2\text{PO}_4^{3-} = \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2 \downarrow + 6\text{K}^+ + 6\text{Cl}^-$ $3\text{Ba}^{2+} + 2\text{PO}_4^{3-} = \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2 \downarrow$	Утворюється білий кристалічний осад $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$.
CO_3^{2-} — карбонат-іон	HCl (розв.)	$2\text{HCl} + \text{Na}_2\text{CO}_3 = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$ $2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- + 2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} = 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$ $2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$	Виділяється CO_2 — газ без запаху, який не підтримує горіння.
SiO_3^{2-} — силікат-іон	HCl (розв.)	$2\text{HCl} + \text{Na}_2\text{SiO}_3 = \text{SiO}_2 \downarrow + 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- + 2\text{Na}^+ + \text{SiO}_3^{2-} = \text{SiO}_2 \downarrow + 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{H}^+ + \text{SiO}_3^{2-} = \text{SiO}_2 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$	Білий драглеподібний осад SiO_2 .

Експериментуємо вдома



• Виявлення карбонат-іонів у мінеральній воді

Якісною реакцією на карбонат-іони CO_3^{2-} і гідрогенкарбонат-іони HCO_3^- є їхня взаємодія із сильнішими кислотами. Виділення із зони реакції з характерним «скипанням» карбон(IV) оксиду вказує на наявність цих йонів.

У стакан на третину об'єму наливають мінеральну воду й додають по краплях столовий оцет до появи бульбашок газу CO_2 .

• Вирощування «неорганічного саду»

Розчиніть одну частину за об'ємом силікатного клею у п'яти об'ємах теплої води. Перелийте отриманий розчин у великий стакан і обережно опустіть на дно декілька великих кристалів мідного купоросу (купрум(II) сульфату пентагідрату), ферум(III) хлориду, розчинних солей Хрому(III), Кобальту(II), Нікелю(II), Алюмінію, Кальцію. Поставте стакан на освітлене місце. Через деякий час із кожного кристалу почне рости «деревце». Зверніть увагу: на верхівці кожного «деревця» є бульбашка повітря, завдяки якій воно росте догори. «Деревця» з яких солей ростуть швидше? Зростання «деревця» пояснюють гідролізом силікатів металічних елементів, що при цьому утворюються. Плівка, з якої утворюється «деревце», являє собою гідроксид або основну сіль.

Основні поняття. Якісна реакція.

Запитання та завдання



- Які хімічні реакції називають якісними? Йони яких металічних елементів дають можливість виявляти в розчинах йони Cl^- , Br^- , I^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} , CO_3^{2-} та SiO_3^{2-} ?
- Як без використання інших реактивів визначити наявність у розчинах, що містяться в пробірках без етикеток: а) ферум(III) хлорид; б) купрум(II) сульфат пентагідрат; в) магній сульфат?
- Як розрізнити, що є в сухій суміші, яка містить:
 - $\text{KCl} + \text{CuCl}_2$;
 - $\text{NaCl} + \text{Na}_2\text{SO}_4$;
 - $\text{NaNO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3$;
 - $\text{AgNO}_3 + \text{NaNO}_3$?
- У трьох пробірках без етикеток містяться розчини цинк нітрату, натрій ортофосфату і калій сульфату. Чи є можливість визначити їх за допомогою лакмусу? Який колір матиме цей індикатор у розчинах кожної із цих солей? Чому?
- Як визначити, у якому з трьох пронумерованих хімічних стаканів без етикеток містяться розчини натрій гідроксиду, калій сульфату, калій нітрату? Складіть рівняння реакцій у молекулярній та повній і скороченій йонній формах.
- У трьох пронумерованих хімічних стаканах без етикеток містяться розчини кислот: хлоридної, нітратної, ортофосфатної. Як визначити хімічним шляхом, у якому зі стаканів міститься та чи інша речовина? Складіть рівняння реакцій у молекулярній та повній і скороченій йонній формах.

Тестові завдання

- Розчин гліцеролу у воді не проводить електричного струму, а водний розчин натрій гідроксиду проводить струм, тому що:
А гліцерол — органічна сполука, а натрій гідроксид — неорганічна сполука
Б натрій гідроксид у розчині дисоціює, а гліцерол не дисоціює на йони
В молекули гліцеролу містять ковалентні зв'язки, а натрій гідроксид — йонна сполука
Г гліцерол — рідина, а натрій гідроксид — тверда речовина
- До розчину барій гідроксиду по краплях доливають розчин сульфатної кислоти. Як змінюватиметься електропровідність системи?
А спочатку зменшиться, потім зростатиме
Б спершу зросте, далі зменшиться
В поступово зростатиме
Г поступово зменшуватиметься
- Серед указаних електролітів найсильнішим є:
А йодидна кислота
Б фторидна кислота
В сульфідна кислота
Г хлоридна кислота
- У якому ряді електроліти розташовані за збільшенням ступеня дисоціації?
А H_2SO_4 , H_2S , H_2SO_3
Б HI , HCl , HBr , HF
В H_2CO_3 , H_3PO_4 , HNO_3
Г $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, KOH
- Установіть відповідність між математичним виразом, позначеним цифрою, та величиною, позначеною буквою:

1 $\alpha = \frac{n}{N} \cdot 100\%$	А водневий показник
2 $w(\text{р-ни}) = \frac{m(\text{р-ни})}{m(\text{р-ну})} \cdot 100\%$	Б йонний добуток води
3 $k_s = \frac{m(\text{р-ни})}{100 \text{ г } \text{H}_2\text{O}}$	В масова частка розчиненої речовини
4 $[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$	Г ступінь дисоціації
	Г' коефіцієнт розчинності
- Обчисліть ступінь електролітичної дисоціації електроліту, якщо із кожних 60 його молекул 24 розпалися на йони.
А 30 %
Б 40 %
В 50 %
Г 60 %

7. Ступінь дисоціації електроліту дорівнює 85 %. Скільки молекул, що розпалися на йони, припадають у розчині на кожні 40 молекул електроліту?
- А 56
Б 48
В 42
Г 34
8. Обчисліть ступінь електролітичної дисоціації бромідної кислоти, якщо в її розчині міститься 0,9 г йонів Гідрогену та 0,1 моль молекул, що не розпалися на йони.
- А 60 %
Б 70 %
В 85 %
Г 90 %
9. Обчисліть, яка маса (у грамах) кожного йона утвориться внаслідок повної дисоціації 58,5 г кальцій дигідрогенортофосфату:
- А 62 г Ca^{2+} , 1,4 г H^+ , 56,1 г PO_4^{3-}
Б 54 г Ca^{2+} , 1,1 г H^+ , 50,3 г PO_4^{3-}
В 10 г Ca^{2+} , 1 г H^+ , 47,5 г PO_4^{3-}
Г 24 г Ca^{2+} , 0,7 г H^+ , 32,4 г PO_4^{3-}
10. Обчисліть, яка маса кожного йона утвориться в результаті дисоціації магній сульфату масою 72 г, якщо ступінь дисоціації цієї солі дорівнює 60 %.
- А 8,64 г Mg^{2+} і 34,56 г SO_4^{2-}
Б 9,36 г Mg^{2+} і 37,44 г SO_4^{2-}
В 10,08 г Mg^{2+} і 40,32 г SO_4^{2-}
Г 10,8 г Mg^{2+} і 43,2 г SO_4^{2-}
11. Лакмус забарвлюється в червоний колір у водних розчинах усіх речовин:
- А NaOH , CaCl_2 , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$
Б $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, CuCl_2 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$
В K_2CO_3 , Na_2SO_4 , NH_4NO_3
Г $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, BaCl_2 , KCl
12. Виявлення хлорид-іонів у розчині можливе в разі взаємодії його з розчином:
- А $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$
Б AgNO_3
В $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
Г $\text{Cu}(\text{OH})_2$
13. Виявлення бромід-іонів у розчині можливе в разі взаємодії його з розчином:
- А AgNO_3
Б $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$
В Na_2S
Г $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$

14. Виявлення йодид-іонів у розчині можливе в разі взаємодії його з розчином:
А $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
Б $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$
В $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$
Г AgNO_3
15. Виявлення сульфат-іонів у розчині можливе в разі взаємодії його з розчином:
А BaCl_2
Б MgCl_2
В $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$
Г $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
16. Виявлення ортофосфат-іонів у розчині можливе в разі взаємодії його з розчином:
А NaNO_3
Б NaNO_3
В KNO_3
Г BaCl_2
17. Виявлення карбонат-іонів у розчині можливе в разі взаємодії його з розчином:
А NH_4NO_3
Б HCl
В NaCl
Г KCl
18. Виявлення силікат-іонів у розчині можливе в разі взаємодії його з розчином:
А NaNO_3
Б HCl
В KNO_3
Г K_2S
19. Які з електролітів унаслідок електролітичної дисоціації у водному розчині утворюють хлорид-іони?
А NaClO
Б HCl
В KClO_3
Г BaCl_2
20. Які з електролітів унаслідок електролітичної дисоціації у водному розчині утворюють йони Хрому(III)?
А $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
Б $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$
В Na_2CrO_4
Г CrCl_2

21. Які з електролітів унаслідок електролітичної дисоціації у водному розчині утворюють йони Мангану(II)?
А MnSO_4
Б K_2MnO_4
В NaMnO_4
Г MnCl_2
22. У результаті зливання розчинів яких із наведених речовин може відбутися хімічна реакція?
А $\text{FeCl}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
Б $\text{KNO}_3 + \text{BaCl}_2 \rightarrow$
В $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
Г $\text{HCl} + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow$
23. У результаті зливання розчинів яких із наведених речовин може відбутися хімічна реакція?
А $\text{AgNO}_3 + \text{K}_2\text{S} \rightarrow$
Б $\text{KOH} + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$
В $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ba(NO}_3)_2 \rightarrow$
Г $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{LiCl} \rightarrow$
24. У результаті зливання розчинів яких із наведених речовин може відбутися хімічна реакція?
А $\text{CuSO}_4 + \text{Zn(NO}_3)_2 \rightarrow$
Б $\text{FeCl}_3 + \text{KOH} \rightarrow$
В $\text{Ba(NO}_3)_2 + \text{AlCl}_3 \rightarrow$
Г $\text{Mg(OH)}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
25. Обчисліть масу нітрат-іонів, що містяться в 2 л розчину барій нітрату молярною концентрацією 0,2 моль/л, якщо ступінь його дисоціації 50 %.
А 20,3 г
Б 22,5 г
В 24,8 г
Г 26,1 г
26. Обчисліть масу цинк-іонів, що містяться в 4 л розчину цинк нітрату молярною концентрацією 0,2 моль/л, якщо ступінь його дисоціації 45 %.
А 23,4 г
Б 28,0 г
В 26,2 г
Г 28,2 г

Найважливіше в розділі 2

Електроліти — це речовини, які у водному розчині або розплаві розпадаються на позитивно та негативно заряджені йони і тому їхні розчини та розплави проводять електричний струм. Це речовини з йонним або із сильно полярним ковалентним зв'язком: солі, основи та кислоти.

Неелектроліти — це речовини з неполярними або слабо полярними ковалентними зв'язками: карбон(IV) сульфід CS_2 , метан CH_4 , сірка S, йод I_2 , цукор, глюкоза та ін. Неелектроліти під час розчинення або розплавлення не розпадаються на йони, тому їхні розчини та розплави електричного струму не проводять.

Електролітична дисоціація — це процес розпаду електролітів на позитивно та негативно заряджені йони у водних розчинах або в розплавах.

Механізм електролітичної дисоціації полягає в єдності протилежних процесів: гідратації та йонізації. У процесі гідратації утворюються нові хімічні зв'язки (між йонами, що входять до складу сполук з йонним зв'язком, або між молекулами сполук з полярним ковалентним зв'язком і полярними молекулами води). Під час йонізації йонні та полярні ковалентні зв'язки руйнуються. Гідратація є причиною йонізації речовин у водних розчинах. У розплавах причиною йонізації твердих речовин з йонними кристалічними ґратками є досягнення температури плавлення — окремої для кожної речовини.

Отже, електролітична дисоціація — процес розпаду електролітів на йони відбувається під впливом молекул розчинника або температури.

Згідно з теорією електролітичної дисоціації:

кислоти — це електроліти, під час дисоціації яких у водному розчині утворюються катіони Гідрогену й аніони кислотного залишку;

основи — це електроліти, під час дисоціації яких у водному розчині утворюються катіони металічних елементів і гідроксид-іони;

солі — це електроліти, під час дисоціації яких у водному розчині утворюються катіони металічних елементів та аніони кислотних залишків.

Ступінчаста електролітична дисоціація характерна для багатосновних кислот, унаслідок цього процесу катіони Гідрогену від кислот відщеплюються послідовно, один за одним.

Ступінь електролітичної дисоціації — це кількісна характеристика сили електроліту. Вона дорівнює відношенню кількості речовини, яка розпалася на йони (v): $\alpha(x) = \frac{v(x)}{v_0(x)}$, або у відсотках $\alpha(x) = \frac{v(x)}{v_0(x)} \cdot 100\%$.

Електроліти, ступінь дисоціації яких більший за 30 %, називають сильними, менший за 3 % — слабкими; якщо ж $3\% < \alpha < 30\%$ — це електроліти середньої сили.

Реакції між електролітами в розчинах відбуваються, якщо в результаті утворюється вода, осад або газоподібна речовина, тобто зменшується кількість йонів у розчині.

Під час складання йонно-молекулярних рівнянь хімічних реакцій: а) записують рівняння хімічної реакції виключно в молекулярній формі; б) записують рівняння хімічної реакції в повній йонно-молекулярній формі: при цьому сильні електроліти записують у вигляді йонів, а інші речовини (осади, газоподібні, слабкі електроліти, оксиди) — у молекулярній формі; в) з лівої та правої частин рівняння у повній йонно-молекулярній формі вилучають однакові йони та одержують рівняння у скороченій йонній формі.

Вода — слабкий електроліт, оскільки за температури 22 °С з 1 л води тільки 10^{-7} моль розпадається на йони H^+ і OH^- , концентрація їх однакова і становить $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ моль/л.

Кислотність розчинів виражають через концентрацію йонів Гідрогену $[\text{H}^+]$. Для зручності замість концентрації йонів Гідрогену $[\text{H}^+]$ використовують водневий показник рН. У нейтральних водних розчинах рН = 7, у кислотних рН < 7, а в лужних рН > 7.

Розділ 3

Окисно-відновні та електрохімічні процеси

§ 26. Окисно-відновні реакції.

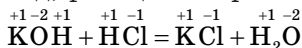
Поняття про окисники та відновники

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

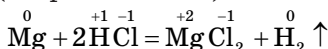
- що таке окисно-відновні реакції;
- як розрізнати процеси окиснення й відновлення;
- що таке окисники і відновники.

Поняття про окисно-відновні реакції. За ознакою зміни ступенів окиснення елементів, що входять до складу речовин, які реагують, хімічні реакції поділяють на два типи.

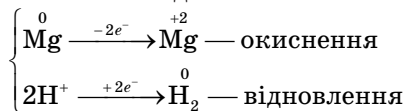
До першого типу відносять реакції, що відбуваються без зміни ступенів окиснення елементів, які входять до складу речовин, що реагують. Це, наприклад, реакції нейтралізації та обміну:



До другого типу відносять хімічні реакції, під час перебігу яких змінюються ступені окиснення усіх або деяких елементів, що входять до складу речовин, які реагують. Такі реакції називають **окисно-відновними** (скорочено: ОВР):

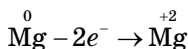


Процеси окиснення та відновлення. Окисно-відновну реакцію можна подати як сукупність двох взаємопов'язаних процесів (напівреакцій) — окиснення та відновлення:

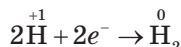


Окисно-відновні реакції, як і реакції інших типів, підпорядковуються загальному закону природи — закону збереження маси та енергії.

Окиснення — це процес віддавання електронів атомом (йоном або молекулою), який супроводжується збільшенням їхнього ступеня окиснення:

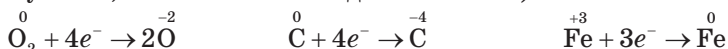


Відновлення — це процес приєднання електронів атомом (йоном або молекулою), який супроводжується зниженням їхнього ступеня окиснення:

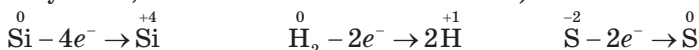


Ступінь окиснення — це умовний заряд атома в речовині, який виник би на атомі за умови, що спільні електронні пари повністю змістилися б до більш електронегативного елемента. Ступінь окиснення позначають арабською цифрою зі знаком «+» або «-» перед нею та записують над символом елемента: $\overset{+7}{\text{Cl}}_2\overset{-2}{\text{O}}_7$, $\overset{0}{\text{Zn}}$, $\overset{0}{\text{Cl}}_2$.

Окисники — це атоми, йони або молекули, які в даній окисно-відновній реакції *приєднують електрони* (їхній ступінь окиснення знижується, оскільки вони відновлюються):



Відновники — це атоми, йони або молекули, які в даній окисно-відновній реакції *віддають електрони* (їхній ступінь окиснення збільшується, оскільки вони окиснюються):



Окисно-відновні властивості атомів різних елементів залежать від місця елемента в Періодичній системі та від ступеня окиснення в сполуках. У багатьох елементів розрізняють мінімальний (найнижчий), проміжний та максимальний (найвищий) ступінь окиснення.

Демонстраційний дослід

Окисно-відновні реакції

• Взаємодія заліза з розчином мідного купоросу

У конічну мікропробірку доливають на третину її об'єму розчин CuSO_4 . Занурюють у нього заздалегідь знежирений та протравлений у хлоридній кислоті залізний цвяхок, закріплений на тонькому мідному дроті (рис. 23). Через 5 хв витягують цвяхок із розчину. Що відклалося на його поверхні? Для яких практичних цілей використовують цю реакцію? Які хімічні властивості з точки зору окисно-відновних реакцій виявляють йони Cu^{2+} і залізо? Складіть рівняння реакції.

• Взаємодія розчину калій йодиду з хлорною водою

Цей дослід проводять під тягою!

Заповнюють конічну мікропробірку на третину об'єму розчином калій йодиду й по краплинах додають хлорну воду — розчин хлору у воді.

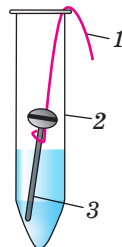
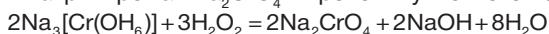


Рис. 23. Взаємодія заліза з розчином купрум(II) сульфату: 1 — мідний дріт; 2 — конічна мікропробірка; 3 — залізний цвяхок

Що відбувається? Складаючи рівняння реакції, беруть до уваги, що окисником у ній виступає хлор Cl_2 .

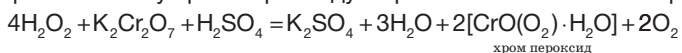
• **Взаємодія гідроген пероксиду із хром(III) сульфатом у лужному середовищі**

У велику пробірку наливають 2 мл розчину хром(III) сульфату, додають 1,5 мл розчину натрій гідроксиду концентрацією 1 моль/л. Що спостерігаєте? Утворився осад зеленуватого кольору $\text{Cr}(\text{OH})_3$. Додають по краплинах розчин натрій гідроксиду до повного розчинення осаду. Потім по краплинах доливають до розчину натрій гексагідроксохромату(III) $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$, що утворився, концентрований розчин гідроген пероксиду, щоб одержати натрій хромат Na_2CrO_4 — речовину жовтого кольору:



• **Взаємодія калій дихромату з гідроген пероксидом у кислотному середовищі**

У велику пробірку, що містить 3 мл концентрованого розчину гідроген пероксиду, доливають 2 мл розведеного розчину сульфатної кислоти та 4 мл диетилового етеру. Суміш добре перемішують скляною паличкою й додають до неї 0,5 мл розчину калій дихромату. Знову перемішують суміш і спостерігають появу хром пероксиду — речовини синього кольору:



■ Приклади розв'язування задач



Приклад 1. Визначте ступінь окиснення підкреслених елементів, що входять до складу речовин або йонів:

- а) $\underline{\text{N}}\text{H}_4\text{Cl}$; б) $\text{H}_3\underline{\text{P}}\text{O}_4$; в) $\text{K}\underline{\text{C}}\text{lO}_3$; г) $\text{Ca}(\underline{\text{N}}\text{O}_3)_2$; р) $\underline{\text{S}}\text{O}_3$; д) $\underline{\text{N}}\text{O}_2^-$;
е) $\text{Na}_2\underline{\text{S}}\text{O}_4$.

Розв'язання

Для відповіді на це запитання треба пам'ятати, що в сполуках: по-перше, сума ступенів окиснення всіх елементів дорівнює нулю, а в йонах — заряду йона; по-друге, **ступінь окиснення Гідрогену дорівнює +1, Оксигену (крім пероксидів H_2O_2 та фторидів OF_2 , O_2F_2) — -2, Li, Na, K — +1, Be, Mg, Ca, Ba — +2, Феруму — +2 або +3.**

Позначимо ступені окиснення підкреслених елементів x та обчислимо їхні значення:

- а) $\overset{x}{\underline{\text{N}}}\text{H}_4\text{Cl}$: $x + (+1) \cdot 4 - 1 = 0$; $x = -3$. Ступінь окиснення галогенів (E): Флуору, Хлору, Броду та Йоду в сполуках MeE та NH_4E дорівнює -1, де Me — це Li, Na, K, Rb, Cs;

- б) $\overset{+1}{\text{H}}_3\overset{x}{\text{P}}\overset{-2}{\text{O}}_4: (+1) \cdot 3 + x + (-2) \cdot 4 = 0; x = +5;$
 в) $\overset{+1}{\text{K}}\overset{x}{\text{Cl}}\overset{-2}{\text{O}}_3: (+1) + x + (-2) \cdot 3 = 0; x = +5;$
 г) $\overset{+2}{\text{Ca}}(\overset{x}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}}_3)_2: (+2) + 2(x + (-2) \cdot 3) = 0; x = +5;$
 д) $\overset{x}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}}_3: x + (-2) \cdot 3 = 0; x = +6;$
 е) $\overset{+1}{\text{Na}}_2\overset{x}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}}_4: (+1) \cdot 2 + x + (-2 \cdot 4) = 0; x = +6.$

Приклад 2. Визначте, які властивості — окисника чи відновника — виявляють Mn, S, N у результаті переходів:

- а) $\text{Mn}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{MnO}$; б) $\text{S} \rightarrow \text{SO}_3$; в) $\text{NH}_3 \rightarrow \text{NO}$.

Розв'язання

а) Знаходимо ступені окиснення елементів у сполуках:

- а) $\overset{+7}{\text{Mn}}_2\overset{+2}{\text{O}}_7 \rightarrow \overset{0}{\text{Mn}}\text{O}$; б) $\overset{0}{\text{S}} \rightarrow \overset{+6}{\text{S}}\text{O}_3$; в) $\overset{-3}{\text{N}}\text{H}_3 \rightarrow \overset{+2}{\text{N}}\text{O}$.

У переході а) $\text{Mn}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{MnO}$ ступінь окиснення Мангану зменшується від +7 до +2. Отже, такий перехід супроводжується приєднанням Манганом електронів, тому це процес відновлення, а Манган — окисник.

У переході б) $\text{S} \rightarrow \text{SO}_3$ ступінь окиснення Сульфуру збільшується від 0 до +6. Отже, цей перехід супроводжується збільшенням ступеня окиснення за рахунок віддавання Сульфуром електронів, тому це процес окиснення, а Сульфур — відновник.

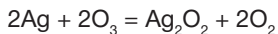
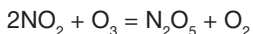
У переході в) $\text{NH}_3 \rightarrow \text{NO}$ ступінь окиснення Нітрогену збільшується від -3 до +2 за рахунок віддавання електронів. Це процес окиснення, у якому Нітроген — відновник.

Основні поняття. Окисник. Відновник. Окиснення. Відновлення. Окисно-відновна реакція.

■ Для допитливих

Які бувають окисники та відновники

Одним із найпоширеніших окисників є кисень. Трохи сильнішим окисником є озон O_3 , що утворюється в земній атмосфері внаслідок ультрафіолетового опромінювання кисню. Озон здатний окиснювати речовини, які з киснем за звичайних умов не реагують, наприклад нітроген(IV) оксид і срібло:

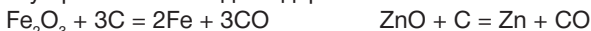


Найсильнішим окисником серед простих речовин є фтор F_2 . Але він дуже активний, тому його важко одержати у вільному стані. Через це



в лабораторіях як окисник використовують калій перманганат KMnO_4 . Його окисні властивості залежать від концентрації розчину, температури та характеру середовища (нейтрального, кислотного чи лужного). Застосовують також калій дихромат $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, нітратну кислоту HNO_3 , гідроген пероксид H_2O_2 . Найсильніший з усіх відомих окисників — кисень флуорид OF_2 .

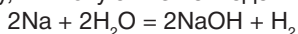
Найпоширеніший у природі відновник — вуглець С. Його активно використовують у промисловості для одержання металів з їхніх оксидів:



Водень, як і вуглець, під час нагрівання легко відновлює оксиди багатьох металічних елементів, перетворюючись при цьому на воду:



Дуже сильними відновниками є лужні та лужноземельні метали. Вони відновлюють навіть воду, витискуючи з неї водень:



На практиці відновними властивостями металів користуються для добування деяких активних металів з їхніх оксидів або хлоридів:



У лабораторних умовах як відновники використовують сполуки, які

містять елементи в низьких ступенях окиснення: $\text{H}_2\overset{-2}{\text{S}}$ (–2 — нижчий

ступінь окиснення Сульфуру), $\text{H}\overset{-1}{\text{I}}$ (–1 — нижчий ступінь окиснення Йоду).

В органічному синтезі для відновлення, як правило, використовують так звані комплексні сполуки, які містять Гідроген у найнижчому ступені

окиснення –1: $\text{Li}[\text{AlH}_4]^{-1}$ — літій тетрагідрогеналюмінат(III), $\text{Na}[\text{BH}_4]$ — натрій тетрагідрогенборат(III).

Найслабшим відновником є фторид-іон F^- . Окиснити його до вільного фтору $2\text{F}^- - 2\text{e}^- = \overset{0}{\text{F}_2}$ можливо лише за допомогою електролізу.

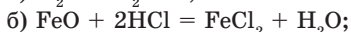
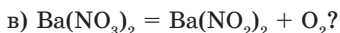
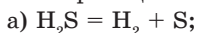
Запитання та завдання



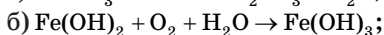
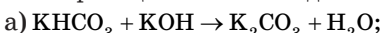
- °1. Які хімічні реакції називають окисно-відновними?
- °2. Який процес називають окисненням, а який — відновленням?
- °3. Що розуміють під ступенем окиснення будь-якого елемента в речовині? Як його позначають?
- °4. Які складові частинки речовини називають окисниками, а які — відновниками?
5. Визначте ступені окиснення елементів, що входять до складу речовин: а) Cl_2 , FeCl_3 , NaClO_4 , Mn_2O_7 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, CS_2 ; б) $\text{Al}(\text{HCO}_3)_3$, $\text{Ca}(\text{MnO}_4)_2$, $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$, BaO_2 , Cu_2O , $\text{Fe}(\text{OH})(\text{NO}_3)_2$.
6. Укажіть речовину-окисник і речовину-відновник у схемах реакцій:

а) $\text{Na} + \text{N}_2 \rightarrow \text{Na}_3\text{N}$;	в) $\text{C} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO} + \text{H}_2$;
б) $\text{Al} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{Al}_2\text{S}_3 + \text{H}_2 \uparrow$;	г) $\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$.

7. Які з реакцій є окисно-відновними:

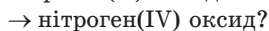
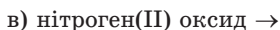
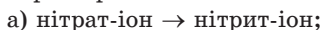


8. Які з реакцій є окисно-відновними:



Складіть для них хімічне рівняння та розставте коефіцієнти. Для кожної з напівреакцій укажіть, яка речовина є окисником, а яка — відновником, яка речовина відновлюється, а яка — окиснюється.

9. Яку кількість електронів приєднує чи втрачає Нітроген у результаті перетворень:



10. Які з йонів і молекул Cl^- , Fe^{2+} , Ca^{2+} , O_2 можуть виступати в окисно-відновних реакціях тільки як окисники? тільки як відновники? як окисники, так і відновники?

*11. У результаті реакції $\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$ одержали сірку масою 12 г. Які об'єми (н. у.) водень сульфід та сульфур(IV) оксиду витратили в ході цієї реакції?

*12. Ферум оксид масою 16 г відновили карбон(II) оксидом, узятим об'ємом 6,72 л (н. у.), до заліза. Оксид Феруму якого складу було взято?

Лев Володимирович Писаржевський (1874–1938)

Український хімік, академік, автор теорії окисно-відновних реакцій, в основі якої уявлення про перехід електронів від одних частинок до інших. Він також заклав основи електронної теорії каталітичних процесів. Засновник і перший директор Інституту фізичної хімії Національної академії наук України, який носить його ім'я.



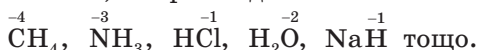
§ 27. Залежність окисно-відновних властивостей речовин від ступеня окиснення елементів

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

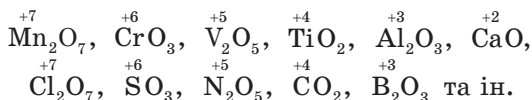
- які елементи виявляють відновні властивості, а які — окисні;
- що таке окисно-відновна подвійність і від чого вона залежить.

Тільки відновні властивості виявляють *металічні елементи, які в простих речовинах перебувають у найнижчому ступені окиснення*, що дорівнює 0 ($\overset{0}{\text{Na}}$, $\overset{0}{\text{Ca}}$, $\overset{0}{\text{Zn}}$, $\overset{0}{\text{Cu}}$, $\overset{0}{\text{Al}}$ та ін.), а також неметалічні елементи, що входять до складу речовин

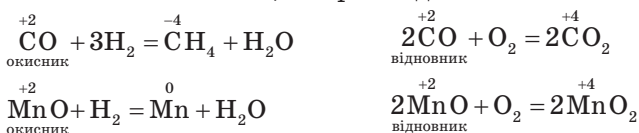
у найнижчому ступені окиснення. Як правило, він дорівнює різниці між числом 8 (максимальною кількістю електронів на зовнішньому енергетичному рівні) і номером групи елемента в Періодичній системі, наприклад:



Тільки окисні властивості виявляють *металічні та неметалічні елементи, які в сполуках перебувають у найвищому ступені окиснення*, що дорівнює номеру групи елемента в Періодичній системі:



Якщо елемент перебуває *в проміжному ступені окиснення*, тобто не у вищому і не в найнижчому, то залежно від другого учасника окисно-відновної реакції він здатен виявляти як відновні, так і окисні властивості, тобто *окисно-відновну подвійність властивостей*, наприклад:



Окисно-відновні властивості елементів залежать також і від їхнього місця в Періодичній системі, тобто від номера періоду та групи — А чи Б (головної чи побічної підгрупи). Так, у періодах зі збільшенням атомного номера елемента зростає заряд ядра атома, а кількість енергетичних рівнів залишається **незмінною**. Це спричиняє зменшення атомного радіусу та посилення зв'язку зовнішніх (валентних) електронів з ядром, тому відновні властивості елементів послаблюються.

У головних підгрупах (підгрупах А) зі збільшенням номера періоду збільшується радіус атома та послаблюється зв'язок валентних електронів з ядром, тобто тих електронів, що беруть участь в окисно-відновних реакціях. Через це відновні властивості елементів зростають. Отже, сильніші відновні властивості характерні для металічних елементів ІА-групи.

■ Приклад розв'язування задач

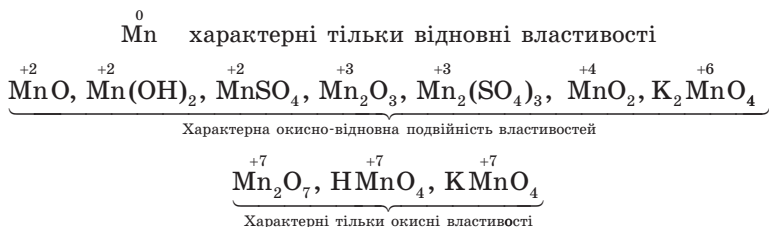
Які властивості — окисника, відновника чи окисно-відновну подвійність властивостей — можуть виявляти підкреслені елементи: а) Mn , $\underline{\text{Mn}}\text{O}_2$, $\underline{\text{KMn}}\text{O}_4$; б) $\text{H}_2\underline{\text{S}}$, $\underline{\text{S}}\text{O}_2$, $\text{H}_2\underline{\text{S}}\text{O}_4$ в окисно-відновних реакціях?



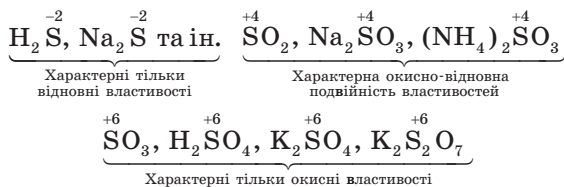
Розв'язання

Для відповіді на це запитання треба спочатку визначитися, про який елемент — металічний чи неметалічний — ідеться мова. Потім на основі значень ступеня окиснення елемента — нижчого, вищого або проміжного виявити його властивості.

У першій групі речовин Mn — це металічний елемент, тому найнижчий ступінь окиснення, у якому він виявляє тільки відновні властивості, дорівнює 0, а найвищий, у якому він виявляє тільки окисні властивості, дорівнює номеру групи в Періодичній системі елементів, тобто +7. Усі інші ступені окиснення Мангану в сполуках проміжні, тобто в них він виявляє окисно-відновну подвійність властивостей, наприклад:



У другій групі речовин S — це неметалічний елемент, тому його найнижчий ступінь окиснення дорівнює різниці між номером групи та числом 8, тобто: $6 - 8 = -2$. Найвищий ступінь окиснення Сульфуру дорівнює номеру групи в Періодичній системі, тобто +6. У разі проміжних значень ступеня окиснення в сполуках Сульфур в окисно-відновних реакціях виявляє окисно-відновну подвійність властивостей, наприклад:



Основні поняття. Відновні властивості. Окисні властивості. Окисно-відновна подвійність властивостей.

Запитання та завдання

1. Які властивості виявляють металічні і неметалічні елементи, що мають ступінь окиснення 0:

Al, K, Ca, Cu, N₂,

Cl₂, S, C?



2. Які властивості виявляють металічні і неметалічні елементи, якщо вони виявляють найвищий ступінь окиснення: $\overset{+1}{\text{Na}}_2\overset{+6}{\text{S}}\text{O}_4$, $\overset{+1}{\text{H}}\overset{+5}{\text{N}}\text{O}_3$, $\overset{+1}{\text{K}}\overset{+7}{\text{Cl}}\text{O}_4$, $\overset{+6}{\text{Cr}}\text{O}_3$, $\overset{+2}{\text{Mg}}\text{O}$?
3. Що розуміють під поняттям «проміжний ступінь окиснення елемента»? Які властивості здатний виявляти елемент в окисно-відновних реакціях, якщо вихідною речовиною буде його оксид: $\overset{+2}{\text{C}}\text{O}$, $\overset{+1}{\text{Cu}}_2\text{O}$, $\overset{+4}{\text{S}}\text{O}_2$, $\overset{+3}{\text{Cr}}_2\text{O}_3$, $\overset{+4}{\text{Mn}}\text{O}_2$, $\overset{+3}{\text{N}}_2\text{O}_3$? Чому?
4. Які з елементів третього періоду Періодичної системи можуть бути:
а) тільки відновниками; б) як окисниками, так і відновниками?
5. За схемами перетворення речовин складіть схему переходу електронів для елементів, у яких змінюються ступені окиснення, та зазначте їхні властивості (тільки окисника, тільки відновника, як окисника, так і відновника):
а) $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S}$; б) $\text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4$; в) $\text{CH}_4 \rightarrow \text{C}$; г) $\text{FeS} \rightarrow \text{SO}_2$;
 $\text{KNO}_3 \rightarrow \text{N}_2$; $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnO}$; $\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2$; $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{Cl}_2$.

§ 28. Складання рівнянь окисно-відновних реакцій

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- що таке метод електронного балансу й на чому він ґрунтується;
- як складати рівняння окисно-відновних реакцій методом електронного балансу.

Окисно-відновні реакції завжди супроводжуються переходом електронів від відновника до окисника. Причому **кількість електронів, відданих відновником, завжди дорівнює кількості електронів, отриманих окисником.**

На цьому ґрунтується добір коефіцієнтів в окисно-відновних реакціях, який має назву **метод електронного балансу**. Розглянемо його застосування на прикладах.

■ Приклади розв'язування задач

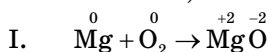
Приклад 1. Складіть методом електронного балансу рівняння окисно-відновних реакцій: а) магнію з киснем; б) алюмінію з розведеною хлоридною кислотою; в) міді з розведеною нітратною кислотою.



Розв'язання

Спочатку складаємо схему реакції та визначаємо ступені окиснення всіх хімічних елементів, що входять до складу як вихідних речовин, так і продуктів реакції. На основі цього виявляємо елементи, що змінили ступені окиснення. Кожен етап складання рівнянь будемо нумерувати римськими цифрами.

а) Пам'ятаємо, що Магній у сполуках завжди виявляє ступінь окиснення +2, а атом Оксигену, як правило, -2.

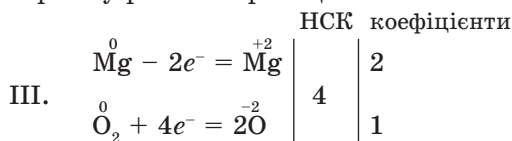


Складаємо електронні рівняння напівреакцій окиснення і відновлення, зазначивши кількість відданих і прийнятих електронів, що беруть у них участь:

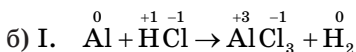
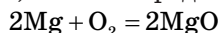
II. $\overset{0}{\text{Mg}} - 2e^- = \overset{+2}{\text{Mg}}$ — відновник, тому що після реакції його ступінь окиснення зростає;

$\overset{0}{\text{O}_2} + 4e^- = \overset{-2}{2\text{O}}$ — окисник, тому що після реакції його ступінь окиснення знижується (число 2 перед $\overset{-2}{\text{O}}$ ставимо, оскільки в реакцію вступає двоатомна молекула O_2).

Щоб зрівняти кількість відданих і прийнятих електронів, знаходимо найменше спільне кратне (НСК). На його основі визначаємо коефіцієнти перед відновником та окисником у сумарному рівнянні реакції:

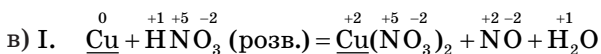
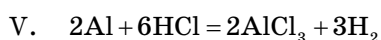
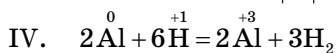
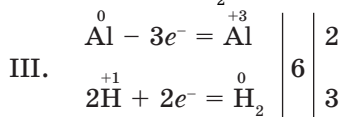


Переносимо їх у схему реакції та ставимо перед продуктами окиснення й відновлення, а потім перед окисником і відновником:



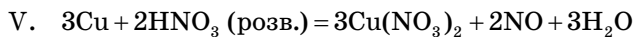
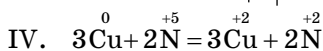
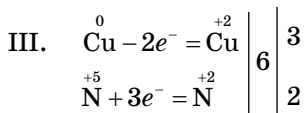
II. $\overset{0}{\text{Al}} - 3e^- = \overset{+3}{\text{Al}}$ — відновник

$\overset{+1}{2\text{H}} + 2e^- = \overset{0}{\text{H}_2}$ — окисник

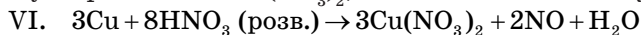


II. $\overset{0}{\text{Cu}} - 2e^- = \overset{+2}{\text{Cu}}$ — відновник

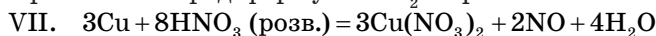
$\overset{+5}{\text{N}} + 3e^- = \overset{+2}{\text{N}}$ — окисник



У цій реакції на окиснення Купруму витрачається 2 молекули нітратної кислоти, а ще 6 молекул HNO_3 витрачається на утворення солі $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, тобто всього 8 молекул.



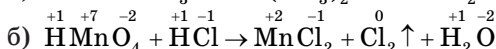
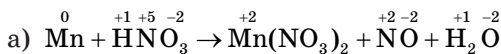
Перевірка числа атомів Гідрогену в обох частинах схеми показує, що для їх зрівняння у лівій і правій частинах рівняння перед формулою H_2O треба поставити коефіцієнт 4.



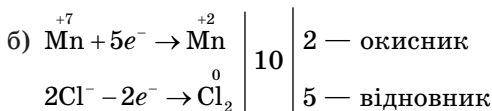
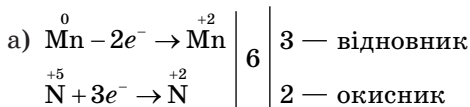
Приклад 2. Складіть методом електронного балансу рівняння окисно-відновних реакцій: а) взаємодії марганцю з нітратною кислотою; б) взаємодії марганцевої та хлоридної кислот.

Розв'язання

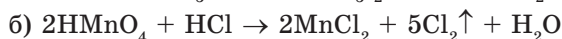
I. Записуємо схеми реакцій і визначаємо ступені окиснення всіх елементів:



II. Визначаємо елементи, що змінили ступінь окиснення. На основі цього складаємо електронні рівняння з подальшим визначенням НСК і коефіцієнтів для окисника та відновника:

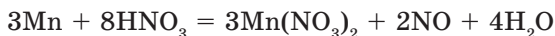


III. Підставляємо знайдені коефіцієнти в схему реакції:



IV. Зрівнюємо кількість речовини кислот, тому що вони виступають у двох ролях: а) як окисник і як солеутворювач; б) як відновник і як солеутворювач. Іншими словами, підсумовуємо кількість речовини кислот, які взяли участь в обох процесах:

а) 2 моль HNO_3 витрачено на утворення NO та 6 моль — на утворення $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$, тобто $2 + 6 = 8$ моль, тому перед HNO_3 ставимо коефіцієнт 8, а перед H_2O — коефіцієнт 4 для зрівнювання кількості атомів Гідрогену:

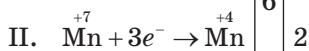
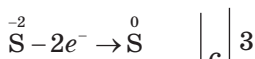
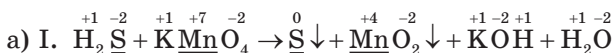


б) 10 моль HCl витрачено на утворення 5 моль Cl_2 і 4 моль — на утворення солі 2MnCl_2 , тому перед HCl ставимо коефіцієнт 14, а перед H_2O — коефіцієнт 8:

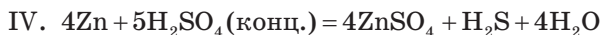
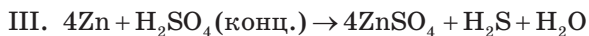
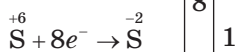
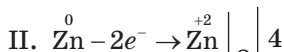
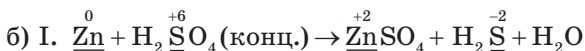
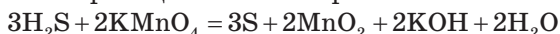


Приклад 3. Складіть методом електронного балансу рівняння окисно-відновних реакцій: а) взаємодії сульфідної кислоти з калій перманганатом; б) взаємодії цинку із сульфатною кислотою.

Розв'язання



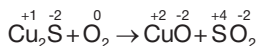
IV. Визначаємося з кількістю речовини: KOH — 2 моль і води — 2 моль. Відповідно до кількості атомів Гідрогену в лівій частині схеми реакції запишемо рівняння:



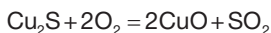
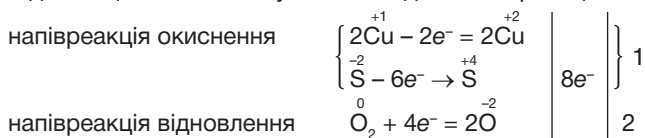
Основні поняття. Метод електронного балансу. Напівреакції окиснення й відновлення.

■ Для допитливих

Деякі окисно-відновні реакції супроводжуються зміною ступенів окиснення елементів не тільки двох, як у більшості випадків, а й трьох або ще більше елементів. Як приклад розглянемо реакцію окиснення купрум(І) сульфідіду:



Ступені окиснення змінюються, тобто в реакції беруть участь водночас три елементи. При цьому відновниками є $\overset{+1}{\text{Cu}}$ і $\overset{-2}{\text{S}}$, а окисником — $\overset{0}{\text{O}}$. Для складання рівняння реакції методом електронного балансу підсумовуємо та розглядаємо ці елементи як учасників однієї напівреакції окиснення:



Запитання та завдання



- *1. У якій послідовності треба складати рівняння окисно-відновних реакцій, якщо відомий склад як вихідних речовин, так і продуктів?
- *2. Що таке напівреакції окиснення і відновлення?
- *3. Який метод складання рівнянь окисно-відновних реакцій називають методом електронного балансу?
- *4. Чи завжди кількість електронів, відданих відновником, дорівнює кількості електронів, отриманих окисником?
5. Складіть рівняння реакції горіння алюмінію в кисні. Яка із цих речовин окиснюється, а яка відновлюється в процесі реакції?
6. Складіть рівняння реакції взаємодії водню з хлором, киснем, натрієм (NaH), кальцієм (CaH₂), сіркою. Назвіть у них окисник і відновник.
7. Складіть рівняння напівреакцій та в цілому рівняння окисно-відновних реакцій, укажіть у них окисник і відновник:
 - а) $\text{H}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$;
 - б) $\text{Li}_2\text{O} + \text{Si} \rightarrow \text{Li} + \text{SiO}_2$;
 - в) $\text{K} + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{O} + \text{H}_2$;
 - г) $\text{CaCl}_2 + \text{Al} \rightarrow \text{Ca} + \text{AlCl}_3$;
 - ґ) $\text{CaC}_2 \rightarrow \text{Ca} + \text{C}$;
 - д) $\text{Al}_4\text{C}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{CO}_2$.
8. Доберіть коефіцієнти в кожній схемі реакції методом електронного балансу:
 - а) $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$;
 - б) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CuO} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$;
 - в) $\text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{S}$;
 - г) $\text{I}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;
 - ґ) $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
- *9. Який об'єм гідроген сульфід (н. у.) виділиться в результаті дії на цинк масою 60 г розчину H_2SO_4 з масовою часткою кислоти 96 %, якщо реакція відбувається за схемою $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (конц.) $\rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$?
- *10. Який об'єм гарячої хлоридної кислоти з $w(\text{HCl}) = 36\%$ і густиною 1,18 г/мл прореагував з K_2CrO_4 , якщо отримали 3,36 л (н. у.) хлору внаслідок реакції за схемою $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$?

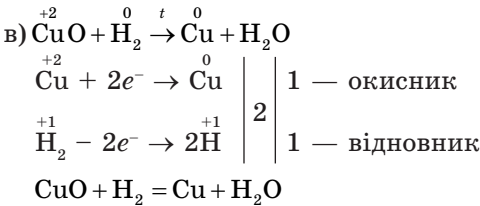
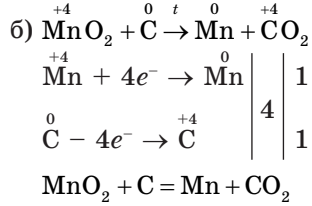
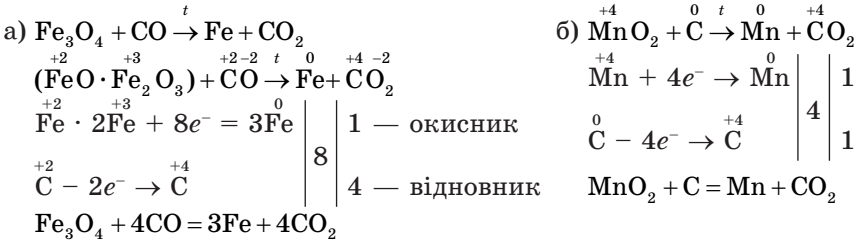
§ 29. Найважливіші окисно-відновні реакції

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

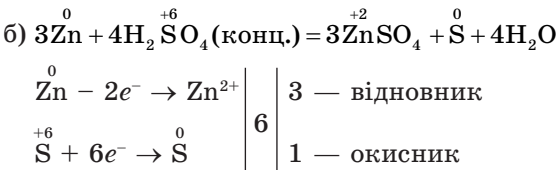
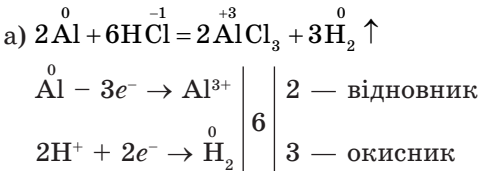
- які окисно-відновні реакції відносять до найважливіших;
- про роль окисно-відновних процесів у житті людини.

Найважливіші окисно-відновні реакції

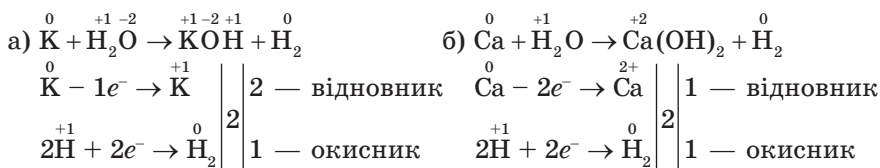
I. *Добування металів з оксидів* — це процес відновлення їхніх оксидів, який відбувається під час нагрівання:



II. *Взаємодію металів з кислотами* можна описати такими рівняннями:



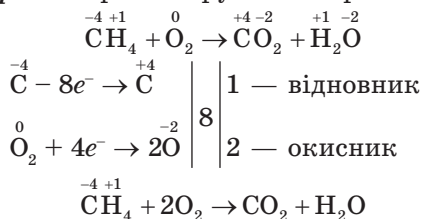
III. *Взаємодія лужних і лужноземельних металів з водою* з утворенням відповідних гідроксидів металічних елементів і виділенням водню:



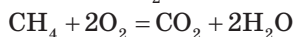
Оскільки внаслідок реакції утворюються чотири атоми Гідрогену, перед формулою H_2O треба поставити коефіцієнт 2:



IV. Процес горіння проілюструємо на прикладі метану:



У реакцію вступають чотири атоми Гідрогену та чотири атоми Оксигену, тому перед формулою H_2O треба поставити коефіцієнт 2:



Роль окисно-відновних процесів у житті людини. Першу окисно-відновну хімічну реакцію людина здійснила, коли навчилася добувати вогонь. З того часу процеси горіння, а отже, і окисно-відновні процеси посідають одне з провідних місць у повсякденному житті. Це вони сприяють появі тепла в домі, школах, установах, надають руху автомобілям, теплоходам, літакам, ракетам, дають змогу добувати цінні речовини з природних сполук.

Окисно-відновні реакції відіграють важливу роль у природі. Прикладом є реакція фотосинтезу, що відбувається в рослинах, і процеси дихання й перетравлювання їжі в організмах тварин та людини.

Запитання та завдання

1. Під час добування металів з оксидів відбувається процес їхнього окиснення чи відновлення? Наведіть приклади окисно-відновних реакцій.
2. Взаємодія металів з розведеними кислотами, наприклад із хлоридною кислотою, лужних і лужноземельних металів з водою супроводжується відновленням якого з елементів?
3. Який елемент відновлюється в процесі горіння на повітрі?
4. У якій із реакцій змінюються ступені окиснення елементів:
 - а) $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ba}(\text{OH})_2$;
 - б) $\text{Ba} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2 \uparrow$?



5. У якій із реакцій розкладу змінюються ступені окиснення елементів:
- а) $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t'} \text{CaO} + \text{CO}_2 \uparrow$; б) $2\text{CaSO}_4 \xrightarrow{t'} 2\text{CaO} + 2\text{SO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$?
- *6. Визначте об'єм (н. у.) водню, який виділиться в результаті реакції металічного натрію масою 6,9 г з водою.
- *7. Який об'єм (н. у.) кисню треба витратити, щоб спалити гідроген сульфід об'ємом 44,8 л? Складіть методом електронного балансу рівняння ОВР, скориставшись схемою $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
8. Визначте окисник і відновник у реакції магнію з киснем. Складіть рівняння напівреакцій окиснення та відновлення.
9. Визначте окисник і відновник у реакції відновлення купрум(II) оксиду воднем. Складіть рівняння напівреакцій окиснення та відновлення.

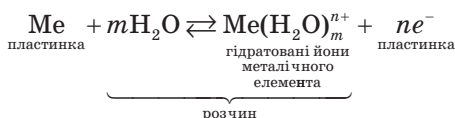
§ 30. Електрохімічні процеси. Електроліз. Закони Фарадея

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- які процеси відносять до електрохімічних;
- який окисно-відновний процес називають електролізом;
- про закони Фарадея, кількісні характеристики процесу електролізу.

Електрохімічні процеси. Практично всі метали більшою або меншою мірою розчиняються у воді.

Що відбувається на поверхні металевої пластинки, якщо її занурити у воду? У воду переходять позитивно заряджені йони металічного елемента, а поверхня самої пластинки (унаслідок появи на ній надлишку електронів) заряджується негативно (рис. 24). Гідратовані позитивно заряджені йони металічного елемента накопичуються біля поверхні пластинки — на межі розділу двох фаз (метал — вода). У результаті виникає **подвійний електричний шар**, який характеризується певною різницею електростатичних потенціалів:



Процеси, що відбуваються на межі двох фаз за участі заряджених частинок — йонів та електронів, наприклад у разі занурення металевої пластинки у воду, відносять до **електрохімічних**.

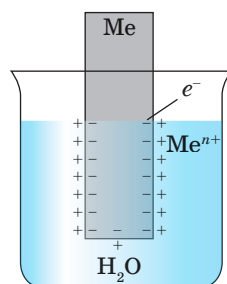


Рис. 24. Подвійний електричний шар на поверхні металевої пластинки, яку занурили у воду

Поняття про електроліз як окисно-відновний процес

Окисно-відновний процес, що відбувається під час проходження постійного електричного струму крізь розплав або розчин електроліту, називають *електролізом*.

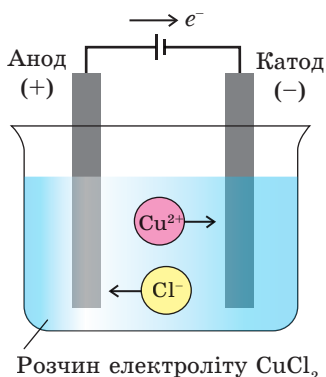
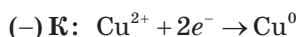


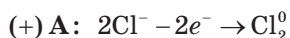
Рис. 25. Схема електролізу розчину купрум(II) хлориду

Під час перебігу цього процесу в устаткуванні, яке називають *електролізером* (рис. 25), електрична енергія перетворюється на енергію хімічну.

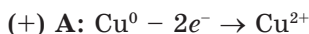
На негативно зарядженому електроді, який називають *катодом*, відбувається процес відновлення катіонів, наприклад у розчині CuCl_2 це катіони Cu^{2+} :



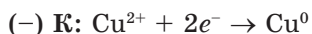
На позитивно зарядженому електроді, який називають *анодом*, відбувається процес окиснення аніонів указанного електроліту, тобто аніонів Cl^- :



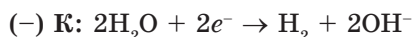
Як показано на рис. 25, для проведення електролізу необхідне, крім електроліту, джерело постійного електричного струму, а також електроди — катод і анод. Аноди поділяють на *інертні* (нерозчинні, що їх виготовляють, як правило, із графіту або вугілля) та *активні* (розчинні) — для них використовують метали Zn , Cu , Ni , Ag та ін. У разі використання активних анодів відбувається розчинення металевого анода під дією постійного електричного струму. При цьому катіони вказаних металічних елементів переходять у розчин, наприклад:



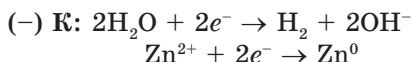
Потім ці катіони прямують до катода, де відновлюються:



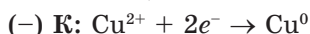
У разі електролізу електролітів із застосуванням інертних електродів приблизно за однакових умов відновлення катіонів металічних елементів відбувається по-різному. Так, катіони, утворені металами, що стоять в ряду стандартних електродних потенціалів (СЕР) від літію до алюмінію, на катоді не відновлюються. На катоді відбувається відновлення тільки молекул води:



Якщо катіони утворені металами, що розташовані в ряду СЕП між алюмінієм і воднем, то на катоді відбувається одночасне відновлення і молекул води, і катіонів цих металів, наприклад:



У разі електролізу водних розчинів електролітів, утворених катіонами металів, що стоять після водню в ряду СЕП, на катоді відновлюються тільки катіони цих металів:



На катоді відновлюються тільки молекули H_2O	Li/Li^+ , K/K^+ , Ca/Ca^{2+} , Na/Na^+ , Mg/Mg^{2+} , Al/Al^{3+}
На катоді відновлюються одночасно і катіони цих металів, і молекули H_2O	Mn/Mn^{2+} , Zn/Zn^{2+} , Cr/Cr^{3+} , Fe/Fe^{2+} , Ni/Ni^{2+} , Pb/Pb^{2+}
На катоді відновлюються тільки катіони цих металів	$\text{H}_2/2\text{H}^+$, Cu/Cu^{2+} , Ag/Ag^+ , Hg/Hg^{2+} , Au/Au^{3+}

Характер електрохімічних процесів на електродах під час електролізу залежить від матеріалу, з якого виготовлено електроди, а також таких факторів, як температура та природа електроліту, напруга, густина струму тощо.

Закони Фарадея. Кількісні характеристики процесів, які відбуваються під час електролізу, підпорядковуються двом законам Фарадея:

I. Маса речовини, що виділяється на електродах при електролізі, прямо пропорційна кількості електрики, яка пройшла крізь розчин або розплав електроліту.

II. При пропусканні однакової кількості електрики крізь розчини або розплави різних електролітів маса речовин, які виділяються на електродах, пропорційна їхнім молярним масам еквівалентів.

Обидва закони об'єднують загальною формулою

$$m(X) = \frac{M(f_{\text{екв}}(X) X) \cdot I \cdot t}{F},$$

де $m(X)$ — маса продуктів електролізу, які виділилися на електродах, г;

$M(f_{\text{екв}}(X)X)$ — молярна маса еквівалента речовини або йона, г/моль;

I — сила струму, А;

t — тривалість електролізу, с;

F — число Фарадея (96 500 Кл/моль).

Основні поняття. Подвійний електричний шар. Електроліз. Електролізер. Анод. Катод.

**Майкл Фарадей
(1791–1867)**

Один із найвидатніших англійських науковців, фізик і хімік. Більшість його робіт присвячена дослідженню електрики. Він установив закони електролізу, відкрив явище електромагнітної індукції. Уперше одержав у рідкому стані цілу низку газів (хлор, амоніак та ін.). Відкрив бензол та ізобутилен.



Запитання та завдання



1. Які процеси називають електрохімічними?
2. Який процес називають електролізом?
3. Який вид енергії перетворюється на хімічну енергію під час електролізу?
4. Який електрод, що його використовують під час електролізу, називають катодом, а який — анодом? Які заряди вони мають?
5. Від яких чинників залежить перебіг електрохімічних процесів на електродах під час електролізу?
6. Які процеси відбуваються на електродах під час електролізу на катодах, що виготовлені з металів, розташованих в ряду СЕП після водню?
7. Які фізичні закони описують залежності між кількістю електрики та перетвореннями речовин під час електролізу? Дайте визначення та математичний вираз цих законів.

§ 31. Розв'язування задач з використанням законів Фарадея

У цьому параграфі ви дізнаєтеся, як визначити:

- масу речовини, що утворюється внаслідок електролізу;
- час пропускання електричного струму, необхідного для добування певної маси чи об'єму речовини;
- силу струму, за якої можна отримати потрібну масу чи об'єм речовини.

1. Розрахунок маси речовини, що утворюється внаслідок електролізу під дією струму певної сили. За законом Фарадея маса речовини, яка утворюється під час електролізу, пропорційна кількості електрики, що пройшла крізь розчин:

$$m(X) = \frac{M(f_{\text{екв}}(X) X) \cdot I \cdot t}{F},$$

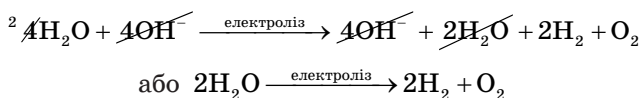
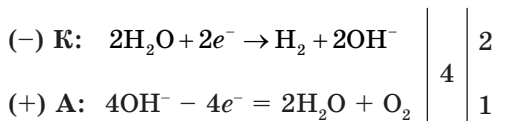
де $m(X)$ — маса відновленої або окисненої речовини, г;
 $M(f_{\text{екв}}(X)X)$, молярна маса еквівалента речовини, г/моль;
 I — сила електричного струму, А;
 t — тривалість електролізу, с;
 F — стала Фарадея (96 500 Кл/моль).

Приклад 1. Крізь розчин калій гідроксиду протягом 2 год 30 хв пропускали електричний струм силою 15,65 А. Які речовини та якої маси чи об'єму (н. у.) отримали на інертних електродах?

Розв'язання

а) Записуємо хімічне рівняння електролізу водного розчину КОН:

На катоді йони K^+ не відновлюються, оскільки в ряду стандартних електродних потенціалів калій стоїть до алюмінію; на аноді йони OH^- окиснюються, тому що середовище лужне.



б) Обчислюємо маси отриманих речовин з використанням першого закону Фарадея:

$$\begin{aligned} m(\text{H}_2) &= \frac{M(f_{\text{екв}}(\text{H}_2)\text{H}_2) \cdot I \cdot t}{F} = \\ &= \frac{\frac{1}{2} \cdot 2 \text{ г/моль} \cdot 15,65 \text{ А} \cdot (2 \cdot 3600 + 2 \cdot 30 \cdot 60) \text{ с}}{96\,500 \text{ Кл/моль}} = 1,75 \text{ г.} \end{aligned}$$

2 г H_2 займають об'єм 22,4 л, а

1,75 г H_2 займають об'єм x л, звідси $x = 19,6$ л;

$$\begin{aligned} m(\text{O}_2) &= \frac{M(f_{\text{екв}}(\text{O}_2)\text{O}_2) \cdot I \cdot t}{F} = \\ &= \frac{\frac{1}{4} \cdot 32 \text{ г/моль} \cdot 15,65 \text{ А} \cdot (2 \cdot 3600 + 2 \cdot 30 \cdot 60) \text{ с}}{96\,500 \text{ Кл/моль}} = 14,0 \text{ г.} \end{aligned}$$

32 г O_2 займають об'єм 22,4 л, а

14 г O_2 займають об'єм y л. Звідси $y = 9,8$ л.

Відповідь: 19,6 л водню; 9,8 л кисню.

2. Обчислення часу пропускання струму певної сили для добування певного об'єму газу (н. у.) або маси металу згідно із законом Фарадея здійснюють за формулою

$$t = \frac{m(X) \cdot F}{M(f_{\text{екв}}(X)X) \cdot I}$$

Приклад 2. У результаті пропускання крізь розчин CuSO_4 електричного струму силою 10 А маса інертного електрода збільшилася на 11,85 г. Визначте час проведення електролізу за умови, що вихід за струмом становить 100 %.

Розв'язання

Із математичного виразу закону Фарадея знаходимо формулу для обчислення t — часу проведення електролізу:

$$t = \frac{m(\text{Cu}) \cdot F}{M(f_{\text{екв}}(\text{Cu})\text{Cu}) \cdot I} = \frac{11,85 \text{ г} \cdot 96\,500 \text{ Кл/моль}}{\frac{1}{2} \cdot 63,54 \text{ г/моль} \cdot 10 \text{ А}} = 3600 \text{ с} = 1 \text{ год.}$$

Відповідь: 1 год.

3. Обчислення сили струму, за якої на катоді виділяється певна маса (об'єм) речовини, здійснюють згідно із законом Фарадея за формулою

$$I = \frac{m(X) \cdot F}{M(f_{\text{екв}}(X)X) \cdot t}$$

Приклад 3. Визначте силу струму, якщо під час електролізу водного розчину AgNO_3 на інертних електродах протягом 1 год на катоді виділилося 16,5 г срібла за умови, що вихід за струмом становить 100 %.

Розв'язання

Згідно із законом Фарадея сила струму I дорівнює:

$$I = \frac{m(\text{Ag}) \cdot F}{M(f_{\text{екв}}(\text{Ag})\text{Ag}) \cdot t} = \frac{16,5 \text{ г} \cdot 96\,500 \text{ Кл/моль}}{1 \cdot 107,87 \text{ г/моль} \cdot 3600 \text{ с}} = 4,1 \text{ А.}$$

Відповідь: 4,1 А.

Запитання та завдання

1. Яка маса міді виділиться на катоді в результаті проходження крізь водний розчин купрум(II) сульфату струму силою 10 А протягом 1 год?
2. Яку масу нікелю одержали під час електролізу розчину нікель(II) сульфату під дією струму силою 10 А протягом 5 год?
3. Під час електролізу розчину аргентум(I) нітрату з інертними (нерозчинними) електродами маса катоду зросла на 43,2 г. Яка речовина та в якій кількості виділилася на аноді?



4. Обчисліть час пропускання струму силою 5 А крізь розчин ферум(II) сульфату для добування 2,8 г заліза.
5. Обчисліть час пропускання струму силою 12,1 А крізь хлоридну кислоту для добування 6 л хлору (н. у.).
6. Обчисліть силу струму, за якої під час електролізу розчину ферум(II) сульфату протягом 33 хв добули 2,3 г заліза.
7. Обчисліть силу струму, за якої під час електролізу розчину сульфатної кислоти за 40 хв одержали 0,98 л (н. у.) кисню.
8. Обчисліть силу струму, за якої під час електролізу розчину калій сульфату за 50 хв одержали 0,95 л (н. у.) водню.
- *9. Яка маса срібла виділиться на катоді внаслідок електролізу, якщо крізь розчин AgNO_3 пропускали струм 10 А протягом 30 хв?
- *10. Струмом силою 50 А за 3 год під час електролізу на нерозчинному електроді було відновлено 1778 г двовалентного металу. Якою була молярна маса еквіваленту цього металу? Який це метал?
- *11. Визначте силу струму під час електролізу водного розчину солі металічного елемента з молярною масою 52 г/моль, якщо за 6 год на інертному електроді одержали 260 г металу.
- *12. Який об'єм водню та кисню (н. у.) виділиться на інертних електродах, якщо протягом 4 год крізь розчин H_2SO_4 пропускати електричний струм силою 10 А?
- *13. Обчисліть час пропускання струму силою 2,95 А крізь розчин натрій нітрату, щоб на катоді добути 1 л водню.
- *14. Визначте силу струму, за якої під час електролізу розчину хром(III) сульфату протягом 30 хв виділилося 1,2 г хрому.

§ 32. Поняття про електродний потенціал. Гальванічний елемент і принцип його роботи

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- про гальванічний елемент і принцип його роботи;
- що таке стандартний електродний потенціал металу;
- як вибрати метали для електродів гальванічного елемента.

Що таке електродний потенціал. Вам уже відомо, що під час занурення металевої пластинки у воду на межі поділу двох фаз (метал/вода) виникає подвійний електричний шар. Його можна охарактеризувати певною різницею електростатичних потенціалів. У результаті занурення пластинки металу в розчин його солі також виникає подвійний електричний шар, однак у цьому випадку можливі два механізми його утворення. Якщо метал досить активний, наприклад цинк Zn (див. ряд стандартних електродних

потенціалів металів — ряд СЕП), або концентрація його катіонів у розчині невелика, поверхня пластинки заряджається негативно (рис. 26, а).

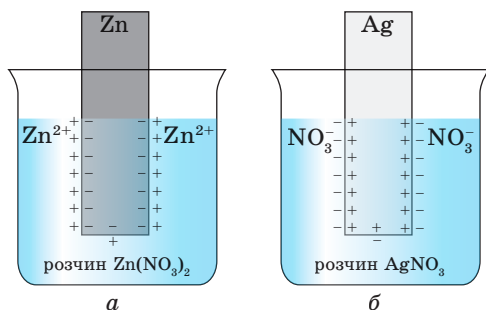


Рис. 26. Подвійний електричний шар на поверхні металу: а — активного; б — малоактивного

Коли метал малоактивний, наприклад срібло Ag, або концентрація катіонів металічного елемента в розчині досить значна, поверхня металічної пластинки заряджається позитивно (рис. 26, б).

Таким чином, під час занурення металевих пластинок у воду або у розчин солі самого металічного елемента на межі поділу двох фаз (метал/вода або метал/розчин солі цього металічного елемента) утворюється подвійний електричний шар.

Різницю потенціалів, що виникає між металом (твердою фазою) і розчином електроліту (рідкою фазою), називають *електродним потенціалом металу*.

Різницю електродних потенціалів позначають літерою E .

Якщо концентрація йонів електроліту в розчині дорівнює 1 моль/л, тиск газоподібних речовин становить 101 325 Па, а температура — 298 К, то електродний потенціал цього металу, виміряний відносно стандартного водневого електроду, називають *стандартним електродним потенціалом* і позначають як E^0 . Наприклад, стандартний електродний потенціал цинку позначають $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}^0)$, а стандартний електродний потенціал срібла — $E^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}^0)$.

Стандартний водневий електрод виготовляють з губчастої платини, зануреної в розчин H_2SO_4 концентрацією 1 моль/л (рис. 27). Крізь цей розчин за $T = 298 \text{ K}$ під тиском 101 325 Па пропускають газоподібний водень, який поглинається платиною. Таким чином, поверхня пластинки фактично насичена воднем. Стандартний електродний потенціал водневого електроду — $E^0_{(\text{2H}^+/\text{H}_2)} = 0$.

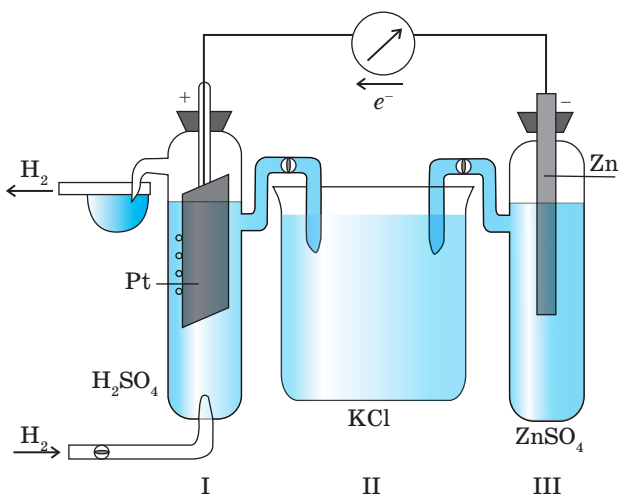


Рис. 27. Гальванічне коло для вимірювання стандартного електродного потенціалу: I — водневий електрод; II — електролітичний ключ; III — електрод для вимірювання його стандартного електродного потенціалу

Принцип роботи гальванічного елемента

Гальванічний елемент — це хімічне джерело електричного струму, пристрій, у якому енергія хімічної реакції перетворюється на електричну.

Будь-який гальванічний елемент складається з двох частин (напівелементів), в одній із них відбувається реакція окиснення, а в другій — реакція відновлення.

Щоб скласти гальванічний елемент, наприклад цинково-мідний, необхідно взяти дві посудини, заповнити одну з них розчином ZnSO_4 і занурити в нього цинкову пластинку, а другу — розчином CuSO_4 і занурити в нього мідну пластинку (рис. 28). Далі потрібно з'єднати пластинки дротом, тобто сформувати **зовнішнє електричне коло**. Розчини слід з'єднати електролітом, який у водному розчині не зазнає гідролізу, наприклад KCl або KNO_3 , і таким чином сформувати **внутрішнє електричне коло**. Цю U-подібну трубку, заповнену розчином електроліту, називають **сольовим містком**. Він необхідний для замикання електричного кола між двома електродами. Пластинки називають **електродами**.

У мідно-цинковому гальванічному елементі на цинковій пластинці (виготовленій з більш активного, ніж мідь, металу), що

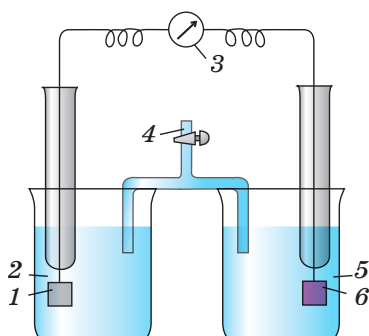
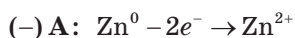


Рис. 28. Мідно-цинковий гальванічний елемент:

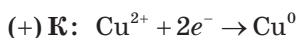
- 1 — цинк; 2 — посудина з розчином цинк сульфату;
 3 — гальванометр; 4 — сольовий місток з розчином калій нітрату;
 5 — посудина з розчином купрум(II) сульфату; 6 — мідь

занурена в розчин цинк сульфату, відбувається окиснення цинку до йонів Цинку:



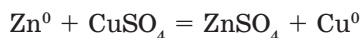
Електрод, на якому відбувається окиснення, називають **анодом**.

На мідній пластинці (виготовленій з менш активного, ніж цинк, металу), що занурена в розчин купрум(II) сульфату, відбувається відновлення йонів Cu^{2+} до металу (тобто до Cu^0), який відкладається на поверхні мідної пластинки:



Електрод, на якому відбувається відновлення, називають **катодом**.

У замкнутій системі (гальванічному елементі) відбувається хімічна взаємодія одного металу з розчином солі іншого металічного елемента, які безпосередньо не контактують один з одним:



Енергія хімічної реакції перетворюється на енергію електричну. Електрорушійну силу (ΔE) будь-якого гальванічного елемента визначають за формулою

$$\Delta E = E_{\text{к}} - E_{\text{а}},$$

де $E_{\text{к}}$ і $E_{\text{а}}$ — електродні потенціали відповідно катода й анода.

Основні поняття. Стандартний електродний потенціал металу. Гальванічний елемент. Анод. Катод. Зовнішнє електричне коло. Сольовий місток.

Луїджі Гальвані
(1737–1798)

Лікар і фізик, один з основоположників учення про електрику. Його дослідження сприяли винаходу нового джерела струму, названого його ім'ям, — гальванічного елемента.



Запитання та завдання



1. Як утворюється подвійний електричний шар під час занурення металевої пластинки у воду?
2. Що називають електродним потенціалом металу?
3. Що називають стандартним електродним потенціалом металу та як його позначають і вимірюють?
4. Як називають пристрій, у якому енергія хімічної реакції перетворюється на електричну?
5. Як називають U-подібну трубку, яка з'єднує розчини електролітів у гальванічному елементі?
6. За якою формулою визначають електрорушійну силу (ΔE) будь-якого гальванічного елемента?
7. Під час роботи Ni/Ag гальванічного елемента який із металів буде анодом, а який — катодом? Чому?
8. Укажіть рівняння реакцій, які можна використовувати в гальванічних елементах:
 - а) $\text{KOH} + \text{HCl} = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$;
 - б) $\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$;
 - в) $\text{CuCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Cu(OH)}_2\downarrow + 2\text{NaCl}$;
 - г) $\text{CuCl}_2 + \text{Zn} = \text{Cu} + \text{ZnCl}_2$.
9. Роботу одного з гальванічних елементів описує рівняння реакції:
$$2\text{Al} + 3\text{Cu(NO}_3)_2 = 2\text{Al(NO}_3)_3 + 3\text{Cu}$$
Опишіть будову цього елемента та складіть рівняння напівреакцій, які в ньому відбуваються. Який з електродів буде катодом, а який — анодом?
- *10. Складіть рівняння реакції, що відбувається в гальванічному елементі, який складається з електродів CuSO_4/Cu та AgNO_3/Ag , якщо концентрації обох електролітів дорівнюють 1 моль/л. Визначте електрорушійну силу цього гальванічного елемента, якщо $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ В}$, а $E^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,8 \text{ В}$.
- *11. Чим обмежена здатність гальванічних елементів бути джерелами електричної енергії?

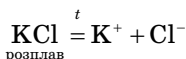
§ 33. Електроліз: закономірності електродних процесів, застосування електролізу

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- що називають електролізом;
- які процеси відбуваються на катоді і аноді;
- у чому полягає подібність і відмінність процесів, що відбуваються в гальванічному елементі й електролізері.

Окисно-відновні реакції, що відбуваються під дією електричного струму на електродах, занурених у розчин або розплав електроліту, називають *електролізом*. Аноди бувають активні (розчинні) та інертні. У розчин або розплав з активного анода переходять йони металічного елемента, з якого він виготовлений (крім Pt), а крізь інертний анод переходять електрони. Його виготовляють із графіту або платини.

Електроліз розплавів електролітів. Процес проводять за участі графітових електродів. За високих температур розплав солі, наприклад KCl, розкладається на йони:



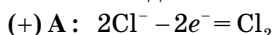
Під час пропускання електричного струму крізь розплав відбуваються такі процеси:

а) направлене переміщення катіонів Калію до катода, а аніонів Хлору до анода;

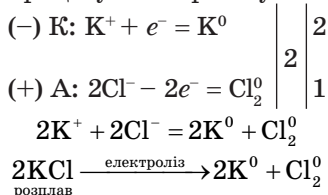
б) відновлення катіонів K^+ на катоді:



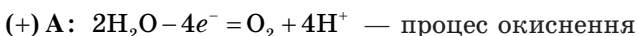
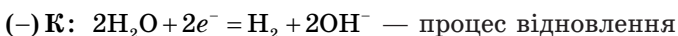
в) окиснення аніонів Cl^- на аноді:



Сумарне рівняння процесу електролізу має такий вигляд:



Електроліз водних розчинів електролітів. Цей процес відбувається дещо складніше, ніж електроліз розплавів, через те що в ньому можуть брати участь і молекули води:



Коли на тому самому електроді можуть відбуватися два або більше процесів, то, першою чергою, на катоді відновлюються катіони металічних елементів з найбільшим значенням електродного потенціалу (табл. 7), а на аноді окиснюються аніони з найменшим електродним потенціалом (табл. 8).

Таблиця 7

**Стандартні електродні потенціали (В)
деяких систем типу Me^{n+}/Me^0 у водних розчинах**

Li ⁺ / Li ⁰	K ⁺ / K ⁰	Ba ²⁺ / Ba ⁰	Ca ²⁺ / Ca ⁰	Na ⁺ / Na ⁰	Mg ²⁺ / Mg ⁰	Al ³⁺ / Al ⁰	Zn ²⁺ / Zn ⁰	Fe ²⁺ / Fe ⁰
-3,05	-2,02	-2,9	-2,87	-2,71	-2,36	-1,66	-0,76	-0,44
Cr ³⁺ / Cr ⁰	Ni ²⁺ / Ni ⁰	Sn ²⁺ / Sn ⁰	Pb ²⁺ / Pb ⁰	2H ⁺ / H ₂	Cu ²⁺ / Cu ⁰	Ag ⁺ / Ag ⁰	Hg ²⁺ / Hg	Au ³⁺ / Au ⁰
-0,74	-0,25	-0,14	-0,13	0	+0,34	+0,80	+0,85	+1,42

Таблиця 8

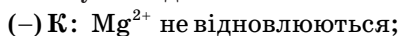
**Стандартні електродні потенціали (В)
деяких систем типу An^{n-}/An^0 у водних розчинах**

S ²⁻ /S ⁰	4OH ⁻ /O ₂ ⁰ +2H ₂ O	2I ⁻ /I ₂	2Br ⁻ /Br ₂	2Cl ⁻ /Cl ₂	2F ⁻ /F ₂
-0,404	+0,401	+0,535	+1,087	+1,396	+2,866

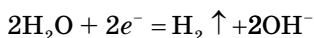
Щоб правильно визначитися із закономірностями процесів, які відбуваються під час електролізу водних розчинів електролітів, треба брати до уваги таке:

1) на катоді:

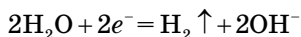
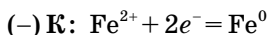
- катіони металічних елементів, що в ряду СЕП стоять від літію до алюмінію включно, не відновлюються; замість них відновлюються молекули води:



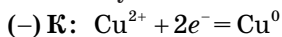
відновлюються H₂O:



- катіони металічних елементів, що в ряду СЕП стоять між алюмінієм і воднем, відновлюються одночасно з молекулами води:



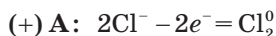
- катіони металічних елементів, що в ряду СЕП стоять після водню, відновлюються без участі молекул води:



H₂O — не відновлюються

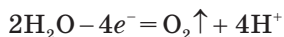
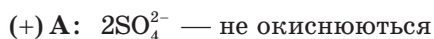
2) на інертному аноді (нерозчинному, виготовленому з графіту, вугілля або платини):

- першою чергою, окиснюються прості аніони складу S^{2-} , I^- , Br^- , Cl^- :

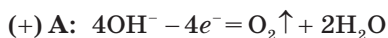


H_2O — не окиснюються

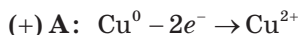
- аніони оксигеновмісних кислот CO_3^{2-} , SO_4^{2-} , NO_3^- , PO_4^{3-} не окиснюються, окиснення зазнають лише молекули води:



- у лужних розчинах на аноді окиснюються лише гідроксид-іони:



3) у разі використання розчинних анодів (виготовлених із цинку, нікелю, міді, срібла, тобто металів, що стоять у ряду стандартних електродних потенціалів після алюмінію) окиснюється сам метал, з якого виготовлений анод:



Демонстраційний дослід

- Електроліз розчину купрум(II) хлориду
Дослід проводять у витяжній шафі!

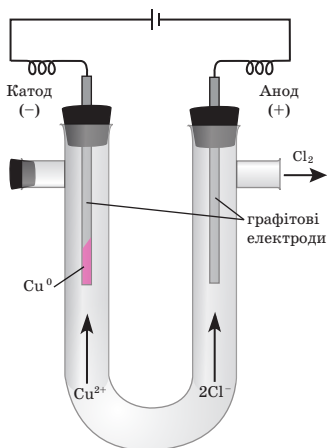
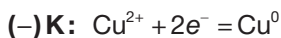
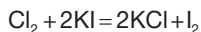


Рис. 29. Прилад для проведення електролізу водних розчинів електролітів

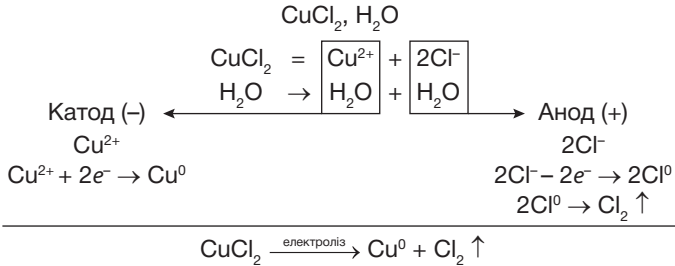
Заповнюють прилад для проведення електролізу розчином купрум(II) хлориду. В обидва коліна приладу занурюють графітові електроди та під'єднують їх мідними провідниками до електричної батарейки (рис. 29). Що спостерігаємо? На катоді з'являються блискучі червоні частинки міді. Окиснення чи відновлення міді відбувається на катоді? Запишемо рівняння катодного процесу:



Доведемо, що на аноді утворюється хлор. Для цього відключимо прилад від електричної батарейки після 4–5 хв електролізу. Витягують анод з електролізера й додають в анодний простір по 3–4 краплі розчину калій йодиду та крохмального клейстеру. Що спостерігаємо? Синє забарвлення внаслідок процесу:



Запишемо схему процесу електролізу водного розчину купрум(II) хлориду:

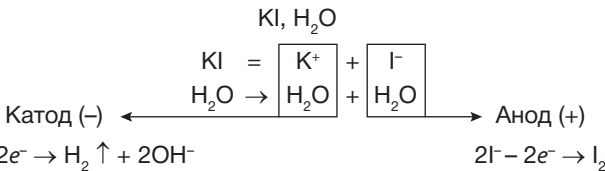


• **Електроліз розчину калій йодиду**

У конічну пробірку наливають на 3/4 її об'єму розчин калій йодиду й додають 5–6 крапель розчину фенолфталеїну та крохмального клейстеру. Утворений розчин перемішують і виливають в електролізер. Занурюють у нього графітові електроди та під'єднують їх до батарейки.

Звертають увагу на зміну забарвлення розчину поблизу електродів. Зміна кольору фенолфталеїну на малиновий свідчить про появу лужного середовища поблизу катода, а синє забарвлення розчину поблизу анода — про появу йоду I₂, який змінює колір крохмального клейстеру.

Запишемо схему процесу електролізу водного розчину калій йодиду:



Йон K⁺ як утворений металом, що розташований у ряду СЕП перед манганом (Li, Na, K, Rb, Cs, Ca, Sr, Ba, Mg, Al), на катоді не відновлюється — відновлюються молекули води.

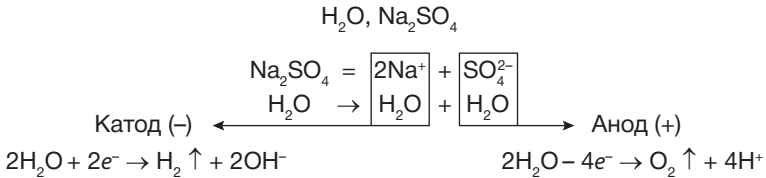
На аноді окиснюється тільки йон I⁻ як аніон безоксигенової кислоти HI.



• **Електроліз води**

Оскільки вода практично не розпадається на йони: $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$, вона не проводить електричного струму. Для підвищення електропровідності в ній розчиняють деякі електроліти, наприклад натрій сульфат, що добре дисоціює на йони Na⁺ та SO₄²⁻, які не беруть участі в процесі електролізу. Для проведення електролізу води змішують в конічній пробірці розчин натрій сульфату (приблизно половину її об'єму) з нейтральним розчином лакмусу (1/4 об'єму пробірки). Виливають одержаний розчин в електролізер. Пропускають крізь нього електричний струм і звертають увагу на зміну забарвлення індикатора біля обох електродів. Які речовини виділяються на аноді та катоді? Чому змінюється забарвлення лакмусу в катодному та анодному просторах?

Запишемо схему процесу електролізу води за наявності в розчині Na_2SO_4 :



Йон Na^+ як утворений металом, що розташований у ряду СЕП (витискувальному ряду) перед манганом, під час електролізу водних розчинів на катоді не відновлюється, а відновлюються молекули води.

Сульфат-іон SO_4^{2-} як аніон оксигеновмісної кислоти (H_2SO_4), так само як аніони NO_3^- , PO_4^{3-} тощо, під час електролізу водних розчинів не відновлюється; на аноді окиснюються молекули води.

Застосування електролізу. За допомогою електролізу є можливість одержувати сильні окисники та відновники: H_2 і O_2 — із води, Cl_2 — із водних розчинів NaCl , F_2 — із розплаву KF , дуже чисті метали, металічні порошки із заданими властивостями.

На принципі електролізу ґрунтуються різноманітні способи обробки поверхні металів: електрополірування сталевих виробів, оксидування (покриття металів, наприклад алюмінію або магнію, оксидними плівками), що значно підвищує стійкість металів до корозії в певному середовищі.

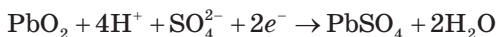
А чи можливий зворотний процес — перетворення хімічної енергії на електричну?

Явища, на яких ґрунтується робота гальванічних елементів та процес електролізу, покладені в основу роботи приладів, що дозволяють накопичувати електричну енергію за рахунок хімічної. Гальванічні елементи не спроможні виступати як джерела електричної енергії протягом тривалого часу, оскільки маса речовин, які зазнають перетворень у процесі їхньої роботи, є обмеженою. Однак цю здатність подібного джерела електричної енергії можна відновити, якщо крізь нього пропустити електричний струм від зовнішнього джерела. Такі гальванічні елементи зворотної дії називають **аккумуляторами**.

Існують декілька видів аккумуляторів, наприклад залізо-нікелеві, кадмій-нікелеві. **Найбільш поширений свинцевий.** Він складається із занурених у розчин сульфатної кислоти (з масовою часткою 30 %) свинцевого електрода та електрода зі свинцю, вкритого шаром плюмбум(IV) оксиду. У процесі роботи аккумулятора на електроді без покриття (аноді) відбувається реакція окиснення:



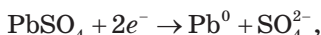
На електроді, вкритому окисником PbO_2 (катоді), відбувається процес відновлення:



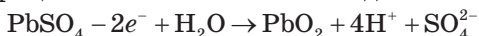
Сумарне рівняння реакцій можна подати в такому вигляді:



Якщо крізь розряджений акумулятор пропустити електричний струм від зовнішнього джерела, то його можна знову зарядити. При цьому на катоді відбувається процес відновлення йонів Pb^{2+} до металевого свинцю:



а на аноді — процес окиснення йонів Pb^{2+} до плюмбум(IV) оксиду:



Сумарний хімічний процес можна описати таким рівнянням:



■ Приклади розв'язування задач

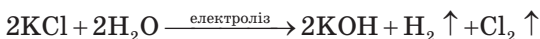
Приклад 1. Які речовини утворюються на катоді та аноді під час електролізу водних розчинів: а) KCl ; б) NiSO_4 ; в) AgNO_3 ; г) NaOH з інертними електродами?



Розв'язання

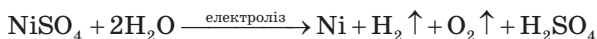
а) Оскільки калій у ряду СЕП стоїть до алюмінію, на катоді йон K^+ не відновлюється, відновлюються молекули води. На аноді окиснюються йони Хлору — безокисногенні аніони.

Електроліз водного розчину KCl :



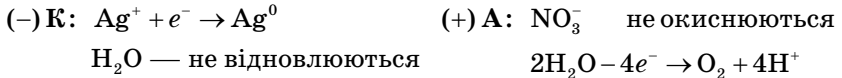
б) Нікель у ряду СЕП стоїть між Al і H_2 , тому на катоді Ni^{2+} відновлюється одночасно з молекулами води. На аноді сульфат-іони не окиснюються, тому що це — оксигеновмісні аніони.

Електроліз водного розчину NiSO_4 :

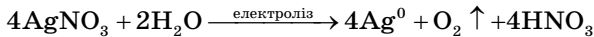
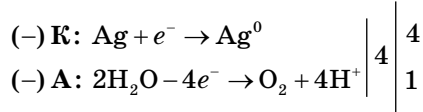


в) На катоді відновлюються тільки йони Аргентуму, тому що в ряду СЕП срібло стоїть після водню H_2 . На аноді йони NO_3^- не окиснюються, тому що це оксигеновмісні аніони, замість них окиснюються молекули води.

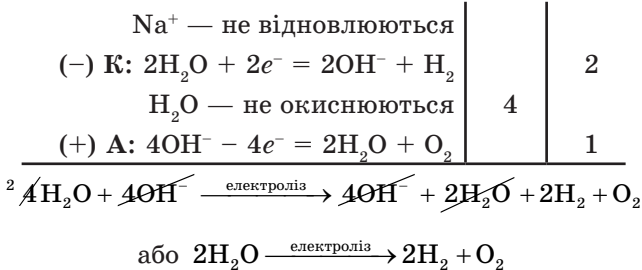
Електроліз водного розчину AgNO_3 :



Сумарне рівняння:



г) Через те що натрій у ряду СЕП стоїть до алюмінію, на катоді йон Na^+ не відновлюється, а відновлюються молекули води. На аноді в лужних розчинах окиснюються йони OH^- , на відміну від інших оксигеновмісних аніонів NO_3^- , SO_4^{2-} , CO_3^{2-} :

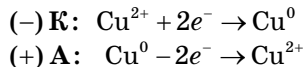


Отже, при електролізі водних розчинів лугів із застосуванням інертних електродів відбувається процес електролізу води з утворенням газоподібних водню та кисню.

Відповідь: а) на катоді — водень, на аноді — хлор; б) на катоді — водень і нікель, на аноді — кисень; в) на катоді — срібло, на аноді — кисень; г) на катоді — водень, на аноді — кисень.

Приклад 2. Які процеси відбуваються під час електролізу водного розчину CuSO_4 з активним мідним анодом?

Відповідь: у цьому випадку на катоді відновлюються катіони Купруму, а на аноді завжди окиснюється матеріал анода — мідь:



Основні поняття. Продукти електролізу розплавів і розчинів електrolітів. Акумулятор.

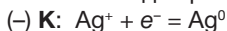
Гемфрі Деві (1778–1829)

Піонером у використанні електричного струму в хімії був англійський хімік, фізик і геолог Гемфрі Деві. Піддаючи електролізу розплави різних сполук, він відкрив шість елементів: Калій, Натрій, Барій, Кальцій, Стронцій і Магній. Це була одна із найважливіших подій в історії хімії.

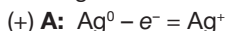


Для допитливих

Іноді виделки, які використовують у побуті, називають срібними. Насправді їх виготовляють з нікелю. Покриття зі срібла наносять на нікелеву виделку в процесі електролізу водного розчину, що містить сіль Аргентуму. Катодом є виделка з нікелю, анод виготовляють зі срібла. Це електролізер із розчинним анодом. Позитивно заряджені йони Аргентуму з розчину притягуються до негативно зарядженого катода й відновлюються до срібла:



На срібному аноді відбувається зворотний процес розчинення срібла, тобто його окиснення до йонів Ag^+ :



У підсумку в результаті проведення такого виду електролізу загальна кількість йонів Аргентуму в розчині не змінюється, а на поверхні виделки утворюється плівка зі срібла.



Запитання та завдання

1. Які процеси відбуваються на катоді та аноді під час електролізу: а) розчину NaCl ; б) розплаву KCl ?
2. Складіть схему електролізу розчину солі оксигеновмісної кислоти на прикладі ZnSO_4 .
3. Складіть схему електролізу розчину цинк сульфату на інертних електродах і складіть рівняння реакцій, що відбуваються на аноді та катоді.
- *4. Під час електролізу розплаву натрій хлориду на аноді виділилося 56 л (н. у.) хлору. Яка маса металічного натрію утворилася на катоді?
- *5. Під час електролізу розчину калій хлориду на катоді виділився водень масою 6 г. Який газ та якого об'єму (н. у.) виділився на аноді?
- *6. Наведіть формули трьох речовин, при електролізі водних розчинів яких відбувається розкладання води.
7. Чи можна здійснити електроліз водних розчинів етилового спирту та сахарози? Чому?
- *8. Які речовини утворюються на інертних катоді та аноді під час електролізу водних розчинів таких електролітів: а) KOH ; б) H_2SO_4 ; в) NaCl ; г) K_2SO_4 ; ґ) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$; д) CuCl_2 ?
- *9. Які процеси відбуваються під час електролізу водного розчину AgNO_3 з активним срібним анодом?



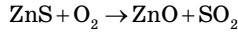
Тестові завдання

1. Скільки електронів переходить унаслідок перетворення $\overset{-1}{\text{Cl}} \rightarrow \overset{+7}{\text{Cl}}$?
- А 6
Б 7
В 8
Г 9
2. У якій сполуці Йод має ступінь окиснення -1 ?
- А NaIO_4
Б NaI
В NaIO_3
Г Na_5IO_6
3. Установіть відповідність між рівнянням реакції, позначеним цифрою, і типом реакції, позначеним буквою:
- | | |
|-------------------------------------------------------------------------------|----------------------|
| 1 $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} =$ | А реакція розкладу |
| $= 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$ | Б реакція заміщення |
| 2 $\text{NH}_3 + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl}$ | В реакція сполучення |
| 3 $2\text{KHCO}_3 = \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ | Г реакція обміну |
| 4 $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$ | |
4. Який з елементів під час цієї ОВР відіграє роль відновника?
- $$\text{SO}_2 + \text{Br}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4$$
- А Сульфур
Б Гідроген
В Бром
Г Оксиген
5. Який з елементів у цій ОВР відіграє роль окисника?
- $$\text{KNO}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KNO}_3 + 2\text{HBr}$$
- А Нітроген
Б Бром
В Оксиген
Г Гідроген
6. У якій з наведених речовин атом Нітрогену має максимальний ступінь окиснення?
- А $\overset{?}{\text{N}}_2$
Б $\overset{?}{\text{N}}\text{O}_2$
В $\overset{?}{\text{N}}\text{aNO}_2$
Г $\overset{?}{\text{Mg}}(\text{NO}_3)_2$
7. У реакції за схемою $\text{N}_2 \rightarrow \text{AlN}$ кожен атом Нітрогену:
- А приймає $3e^-$
Б віддає $3e^-$
В приймає $8e^-$
Г віддає $8e^-$

8. У реакції за схемою $\text{PH}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$ атом Фосфору:

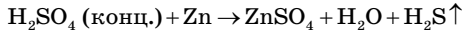
- А віддає $2e^-$
- Б приймає $2e^-$
- В віддає $8e^-$
- Г приймає $8e^-$

9. Обчисліть суму стехіометричних коефіцієнтів біля формул вихідних речовин унаслідок ОВР за схемою



- А 3
- Б 5
- В 7
- Г 9

10. Укажіть стехіометричний коефіцієнт біля формули окисника в ОВР за схемою



- А 9
- Б 7
- В 5
- Г 3

11. Укажіть стехіометричний коефіцієнт біля формули відновника в ОВР за схемою $\text{Cu}_2\text{O} + \overset{t}{\text{Al}} \rightarrow \text{Cu} + \text{Al}_2\text{O}_3$.

- А 1
- Б 2
- В 3
- Г 4

12. Скільки електронів віддано атомами відновника під час ОВР за схемою $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{C} \rightarrow \text{P} + \text{CO}$?

- А 7
- Б 5
- В 3
- Г 10

13. Скільки електронів прийнято атомами окисника під час ОВР за схемою $\text{CuO} + \overset{t}{\text{Al}} \rightarrow \text{Cu} + \text{Al}_2\text{O}_3$?

- А 2
- Б 4
- В 6
- Г 8

14. Які гази утворюються під час електролізу водного розчину калій хлориду на вугільних електродах?

- А HCl і O_2
- Б Cl_2 і O_2
- В H_2 і Cl_2
- Г H_2 і O_2

15. Скільки всього речовин необхідно вказати, записуючи схему електролізу водного розчину цинк сульфату на вугільних електродах?
А 3
Б 4
В 5
Г 6
16. Який коефіцієнт необхідно поставити перед сріблом, записуючи схему електролізу водного розчину аргентум нітрату на вугільних електродах?
А 2
Б 4
В 6
Г 8
17. Укажіть суму коефіцієнтів перед формулами всіх речовин, які необхідно поставити при написанні схеми електролізу водного розчину кальцій нітрату на вугільних електродах?
А 4
Б 5
В 6
Г 7
18. Яка маса срібла виділиться на катоді в результаті пропускання крізь розчин аргентум(I) нітрату електричного струму силою 10 А протягом 35 хв?
А 19,7 г
Б 21,4 г
В 23,5 г
Г 25,1 г
19. Обчисліть об'єм водню (н. у.), що виділився в результаті електролізу розчину сульфатної кислоти електричним струмом силою 8 А протягом 1,5 години.
А 3,0 л
Б 5,0 л
В 7,5 л
Г 8,7 л
20. Обчисліть час електролізу, який потрібний для виділення заліза масою 50 г із розчину ферум(II) сульфату електричним струмом силою 12 А.
А 4 год
Б 2,5 год
В 4,8 год
Г 3,6 год

Найважливіше в розділі 3

Хімічні реакції, під час яких змінюються ступені окиснення елементів, що входять до складу речовин, які реагують між собою, називають окисно-відновними.

Окиснення — це процес віддавання електронів атомом (йоном або молекулою), який супроводжується збільшенням ступеня окиснення елемента.

Відновлення — це процес приєднання електронів атомом (йоном або молекулою), що супроводжується зниженням ступеня окиснення елемента.

Сукупність процесів окиснення і відновлення (напівреакцій) являє собою окисно-відновну реакцію.

Окисник — це елемент, який приєднує електрони і відновлюється в процесі хімічної реакції.

Відновник — це елемент, який віддає електрони й окиснюється в процесі хімічної реакції.

Елемент, який перебуває в найнижчому ступені окиснення (для атомів металічних елементів він дорівнює нулю; для атомів неметалічних елементів — різниці між номером групи і числом 8), виявляє тільки відновні властивості.

Елемент, що перебуває в найвищому ступені окиснення, який для всіх елементів дорівнює номеру групи елемента в Періодичній системі, зі знаком «+» виявляє тільки окисні властивості.

Коефіцієнти в рівняннях окисно-відновних реакцій визначають методом електронного балансу, згідно з яким кількість електронів, прийнятих окисником, дорівнює кількості електронів, відданих відновником.

До найважливіших окисно-відновних реакцій відносять добування (відновлення) металів з їхніх оксидів; взаємодія металів з кислотами, яке супроводжується окисненням металів і відновленням катіона Гідрогену (у випадку кислот-неокисників HCl, HBr, HI, H₂SO₄ розведеної) або атома кислотоутворюючого елемента (у випадку кислот-окисників і, перш за все, HNO₃ розведеної і концентрованої та H₂SO₄ концентрованої); процеси горіння, тобто взаємодії речовин з киснем за певної температури.

Окисно-відновні реакції спричиняють виникнення електричного струму, що використовують у хімічних джерелах постійного струму — гальванічних елементах. В основі їхньої роботи лежить перенесення електронів від відновника до окисника. При цьому на катоді (негативно зарядженому електроді) відбувається процес відновлення, тобто приєднання електронів, а на аноді (позитивно зарядженому електроді) — процес окиснення, тобто віддавання електронів.

Усі метали за зменшенням їхніх відновних властивостей (за здатністю віддавати електрони у водних розчинах) розташовують в один ряд, який називають рядом стандартних електродних потенціалів (СЕП). Це потенціали, які виникають у результаті занурення будь-якого металу в розчин електроліту на межі поділу метал/розчин. У ряду СЕП зліва направо зменшуються відновні властивості металів і збільшуються окисні властивості їхніх йонів.

Кожен метал ряду СЕП здатний витискувати метали, що розташовані праворуч від нього. Метали, що розташовані в ряду СЕП ліворуч від водню, витискують його з розчинів кислот, а найактивніші метали, що розташовані зліва від мангану, витискують його із води.

Електроліз — окисно-відновний процес, що відбувається на електродах під час пропускання електричного струму крізь розчин або розплав електроліту. Його застосовують для одержання найактивніших металів — Na, K, Ca, Mg, а також Al та найактивніших неметалів — H₂, F₂, Cl₂, O₂.

Кількісні характеристики електролітичних процесів, що відбуваються на електродах під час електролізу, підпорядковуються законам Фарадея, які можна подати загальною формулою

$$m(X) = \frac{M(f_{\text{екв}}(X)X) \cdot I \cdot t}{F} = \frac{M(f_{\text{екв}}(X)X) \cdot I \cdot t}{96\,500},$$

де $m(X)$ — маса окисненої або відновленої речовини, г; $M(f_{\text{екв}}(X)X)$ — молярна маса еквівалента цієї речовини, г; I — сила струму, А; t — тривалість проведення електролізу, с; F — стала Фарадея — 96 500 Кл.

Розділ 4

Хімічні реакції та закономірності їх перебігу

§ 34. Узагальнення знань про основні типи хімічних реакцій

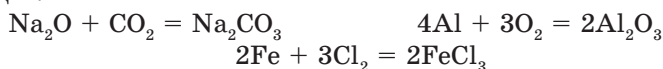
У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- за якими ознаками класифікують хімічні реакції.

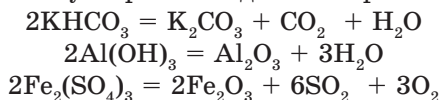
Хімічні реакції класифікують за певними ознаками.

1. За *характером перебігу* їх поділяють на реакції сполучення, розкладання, заміщення та обміну:

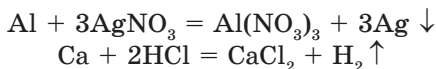
- **реакції сполучення** — реакції, під час перебігу яких з декількох речовин утворюється одна речовина, більш складна, аніж вихідні:



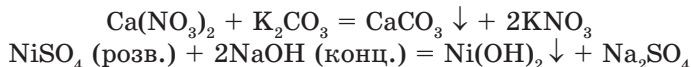
- **реакції розкладу** — реакції, під час перебігу яких з однієї складної речовини утворюється декілька речовин:



- **реакції заміщення** — реакції, під час перебігу яких атоми одного елемента заміщують атоми другого елемента в складній речовині, при цьому утворюються дві нові речовини — проста і складна:



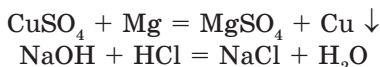
- **реакції обміну** — реакції, під час перебігу яких складні речовини обмінюються між собою своїми складовими частинами, унаслідок чого з двох вихідних речовин утворюються дві нові речовини:



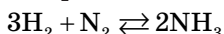
2. За *ознакою напрямку* реакції поділяють на необоротні та оборотні.

- **Необоротними** називають реакції, що відбуваються тільки в одному напрямку. До них відносять реакції, що супроводжуються

утворенням малодисоційованих сполук (H_2O), а також ті, кінцеві продукти яких видаляються з реакційного середовища:

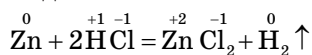


- **Оборотними** називають реакції, що відбуваються одночасно у двох взаємно протилежних напрямках. Під час написання рівнянь таких реакцій замість знака рівності використовують протилежно напрямлені стрілки:



3. За ознакою зміни ступеня окиснення елементів реакції поділяють на окисно-відновні і такі, що відбуваються без зміни ступеня окиснення хімічних елементів.

- **Окисно-відновними** називають реакції, під час яких змінюються ступені окиснення деяких елементів:



Тут цинк — відновник, оскільки значення його ступеня окиснення збільшується з 0 до +2. Йон Гідрогену — окисник: значення його ступеня окиснення зменшується з +1 до 0.

4. За ознакою поглинання або виділення теплової енергії хімічні реакції поділяють на ендо- та екзотермічні, оскільки вихідні речовини та продукти реакції мають різний запас енергії.

- **Екзотермічними** називають реакції, перебіг яких супроводжується виділенням теплової енергії (її вимірюють у кілоджоулях, скорочено кДж):

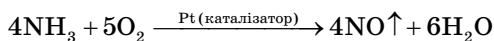


- **Ендотермічними** називають реакції, які супроводжуються поглинанням теплової енергії:

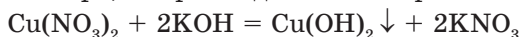


5. За ознакою наявності або відсутності каталізатора під час перебігу реакції поділяють на каталітичні й некаталітичні.

- **Каталітичними** називають реакції, які відбуваються за участі каталізатора — речовини, що прискорює їхній перебіг, але сама залишається без змін:



- **Некаталітичними** називають реакції, які відбуваються без участі каталізатора, наприклад миттєво в розчинах:



Основні поняття. Реакції сполучення. Реакції розкладу. Реакції заміщення. Реакції обміну. Оборотні та необоротні реакції. Ендо- й екзотермічні реакції. Каталітичні та некаталітичні реакції.

Залпитання та завдання



- °1. За якими ознаками класифікують хімічні реакції?
- °2. Які реакції відносять до реакцій: а) сполучення та розкладу; б) заміщення й обміну; в) оборотних і необоротних; г) ендоді екзотермічних; г) каталітичних і некаталітичних; д) окисно-відновних? Наведіть приклади.
3. Яка з наведених реакцій — реакція сполучення?
 - а) $H_2 + Cl_2 \rightarrow$
 - б) $Mg + HCl \rightarrow$
 - в) $CaCO_3 = CaO + CO_2$
 - г) $NaCl + AgNO_3 \rightarrow$
4. Яка з наведених реакцій — реакція розкладу?
 - а) $Fe + O_2 \rightarrow$
 - б) $Fe + HCl \rightarrow$
 - в) $FeCO_3 \rightarrow$
 - г) $FeO + C \rightarrow$
5. Яка з наведених реакцій — реакція заміщення?
 - а) $Zn + HCl \rightarrow$
 - б) $Zn + HNO_3 \rightarrow$
 - в) $ZnO + H_2SO_4 \rightarrow$
 - г) $ZnCl_2 + AgNO_3 \rightarrow$
6. Яка з наведених реакцій — реакція обміну?
 - а) $Na_2O + H_2O \rightarrow$
 - б) $Na_2O + H_2SO_4 \rightarrow$
 - в) $Na_2O + CO_2 \rightarrow$
 - г) $Na + H_2O \rightarrow$
- *7. Реакція взаємодії магній хлориду з аргентум(I) нітратом і реакція окиснення сульфур(IV) оксиду киснем за ознакою напрямку реакції:
 - а) необоротні;
 - б) оборотні;
 - в) перша необоротна, друга оборотна;
 - г) перша оборотна, друга необоротна.

§ 35. Окисно-відновні реакції: найважливіші окисники та відновники

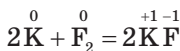
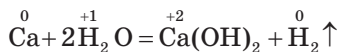
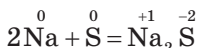
У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- які окисники і відновники відносять до найважливіших і чому.

Нагадаємо, що окисно-відновні реакції, з якими ви ознайомилися в попередній темі, супроводжуються переходом електронів від одних атомів (або йонів-відновників) до інших атомів (або йонів-окисників), унаслідок чого змінюються ступені окиснення атомів (або йонів). При цьому кількість електронів, відданих відновником, завжди дорівнює кількості електронів, прийнятих окисником.

До найважливіших відновників відносять:

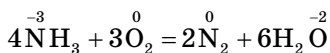
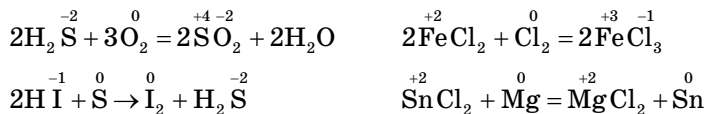
- метали Na, K, Ca, Al та ін., що стоять у витискувальному ряду до Al включно:



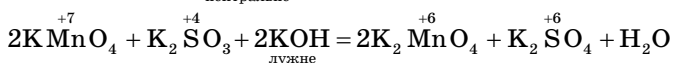
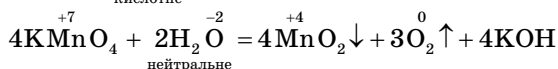
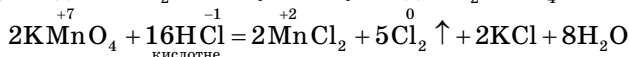
- *неметали* H_2 , C та Si із сильними відновними властивостями:



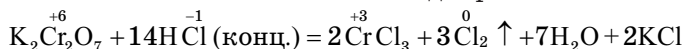
- *складні речовини* H_2S , HI , NH_3 , $FeCl_2$, $SnCl_2$, CO тощо, які містять елементи в найнижчих або низьких ступенях окиснення:



До **найважливіших окисників** відносять, першою чергою, калій перманганат. Окисні властивості $KMnO_4$ залежать від характеру середовища, у якому відбувається окисно-відновна реакція. Так, у кислотному середовищі $KMnO_4$ відновлюється до Mn^{2+} , у нейтральному — до MnO_2 , а в лужному — до K_2MnO_4 .



Сильні окисні властивості має калій дихромат:



У періодах Періодичної системи зі збільшенням порядкового номера елемента зростає заряд ядра його атома та кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні, а отже, і електростатична взаємодія між ядром та електронами. Через це їхні відновні властивості зменшуються, а окисні — збільшуються.

У головних підгрупах, або А-групах, зі збільшенням номера періоду збільшується радіус атома, а отже, зменшується електростатична взаємодія ядра атома із зовнішніми (валентними) електронами. Тому їхні відновні властивості збільшуються, а окисні — зменшуються.

Аналіз наведених рівнянь ОВР показує, що кожна із цих реакцій являє собою сукупність двох взаємопов'язаних процесів — окиснення та відновлення. У процесі окиснення ступінь окиснення атомів збільшується, оскільки вони втрачають електрони. Під час відновлення ступінь окиснення атомів знижується, оскільки вони приєднують електрони.

Таким чином:

окиснення — це втрата електронів атомами (молекулами, йонами) елементів, що входять до складу простих або складних речовин-реагентів, а отже, і збільшення їхніх ступенів окиснення;

відновлення — це приєднання електронів атомами (молекулами, йонами) елементів, що входять до складу простих або складних речовин-реагентів, а отже, і зменшення їхніх ступенів окиснення.

Основні поняття. Найважливіші окисники. Найважливіші відновники.

Запитання та завдання



- Які речовини відносять до найважливіших: а) відновників; б) окисників?
- У якому випадку та чи інша речовина в окисно-відновних реакціях здатна виявляти властивості: а) тільки відновника; б) тільки окисника; в) як відновника, так і окисника? Наведіть приклади.
- Складіть рівняння окисно-відновних реакцій: а) алюмінію з хлоридною кислотою; б) водню з купрум(II) оксидом; в) карбон(II) оксиду з киснем. Укажіть окисники й відновники.
- Вставте пропущені слова.
Атоми, молекули або йони, що віддають електрони, називають Під час реакції вони Атоми, молекули або йони, що приймають електрони, називають У ході реакції вони
- Укажіть, яка з реакцій є окисно-відновною:
а) розкладання вапняку;
б) розкладання нітратної кислоти;
в) нейтралізація нітратної кислоти;
г) взаємодія вапняку з нітратною кислотою.
- Прикладом реакції, що відбувається без зміни ступеня окиснення елементів, є:
а) дія натрій хлориду на аргентум(I) нітрат;
б) взаємодія міді з хлором;
в) взаємодія цинку з кислотою;
г) розкладання нітратної кислоти.
- Замість букв вставте назви відповідних хімічних елементів.
У четвертому періоді елемент (А) — найактивніший окисник, а елемент (Б) — найактивніший відновник. Серед елементів VIA-групи найактивнішим окисником є елемент (В), а найслабші окисні властивості виражені в елементі (Г).
- Методом електронного балансу розставте коефіцієнти в схемах реакцій:
а) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{MgO} + \text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$; в) $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{C} \rightarrow \text{K}_2\text{S} + \text{CO}\uparrow$;
б) $\text{Ba} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{BaCO}_3 + \text{C}$; г) $\text{CuS} + \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{CuCl}_2 + \text{FeCl}_2 + \text{S}\downarrow$.

§ 36. Поняття про енергетику хімічних реакцій

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- чому в ході хімічної реакції виділяється або поглинається теплова енергія;
- чи можна її виміряти;
- що таке тепловий ефект реакції.

Усі хімічні перетворення одних речовин на інші завжди супроводжуються виділенням або поглинанням теплової енергії. Це пояснюють тим, що вихідні речовини та продукти реакції мають різний запас внутрішньої енергії:



Закон збереження енергії для будь-якого хімічного процесу має вигляд:

$$Q = (U_2 - U_1) + A = \Delta U + A,$$

де Q — теплота;

U_2 та U_1 — внутрішня енергія відповідно кінцевого та вихідного стану системи;

A — робота проти всіх сил, що діють на систему (зовнішній тиск, сили поверхневого натягу тощо).

Отже, підведена до системи (будь-якої хімічної речовини або сукупності речовин) теплота витратиться на зміну її внутрішньої енергії та виконання роботи.

Внутрішня енергія — це енергія поступального та обертального руху молекул, коливального руху атомів усередині молекул, руху електронів в атомах.

У хімічних реакціях виконується робота за постійного тиску дорівнює:

$$A = p(V_2 - V_1),$$

де V_2 і V_1 — кінцевий і вихідний об'єм речовини відповідно.

У такому разі теплота Q_p , підведена до системи в ізобарному процесі (тобто такому, що відбувається за постійного тиску), становить:

$$Q_p = (U_2 - U_1) + p(V_2 - V_1) = (U_2 + pV_2) - (U_1 + pV_1).$$

Якщо $U + pV$ позначити H , то отримаємо:

$$Q_p = H_2 - H_1 = \Delta H$$

Величину H називають **ентальпією**, або **тепловмістом**.

Отже, ΔH — зміна ентальпії продуктів реакції порівняно з ентальпією вихідних речовин в ізобарному процесі — чисельно дорівнює підведеній або виділеній теплоті.

Тепловий ефект реакції — це кількість теплоти, яка виділяється під час екзотермічної реакції або поглинається під час ендотермічної реакції.

Демонстраційний дослід

Ендо- та екзотермічні реакції на прикладі реакції нейтралізації

Досліди проводять у калориметрі — пристрої для вимірювання теплового ефекту реакції (рис. 30).

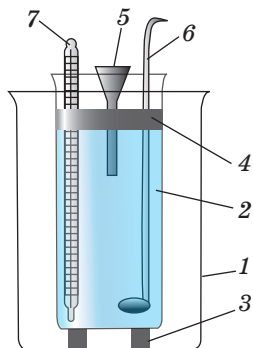


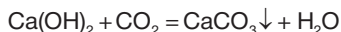
Рис. 30. Калориметр: 1 — зовнішній стакан місткістю 500 мл; 2 — внутрішній стакан реакційною місткістю 250 мл; 3 — підставка з корка; 4 — кришка з оргскла з трьома отворами для лійки, мішалки та термометра; 5 — лійка; 6 — мішалка; 7 — термометр із ціною поділки шкали 0,1 °С. Мішалка може бути ручною або під'єднаною через автотрансформатор до електромотора, що працює від електромережі

У сухий реакційний стакан калориметра наливають 25 мл розчину натрій гідроксиду молярною концентрацією 1 моль/л. Занурюють у розчин лугу (не торкаючись дна стакана) термометр і вимірюють температуру розчину. У невеликий стакан наливають 25 мл хлоридної кислоти та вимірюють її температуру, оскільки температури лугу і кислоти мають бути однаковими. Швидко, але обережно виливають хлоридну кислоту крізь скляну лійку в реакційний стакан із лугом і, перемішуючи розчин мішалкою, спостерігають за зміною температури.

Залежно від того, знижується чи підвищується температура розчину, роблять висновок, якою є проведена реакція нейтралізації — ендо- чи екзотермічною. Для проведення ендотермічної реакції в пробірку з газовідвідною трубкою насипають малахіт — речовину світло-зеленого кольору. Її склад виражають формулою $\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$ або $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ — це купрум(II) дигідроксидкарбонат, основна сіль. Закріплюють пробірку в штативі та прожарюють у полум'ї газового пальника (180–200 °С). Газоподібні продукти, що при цьому утворюються:



відводять у стакан з вапняною водою — розчином $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Через деякий час у стакані випадає осад білого кольору:



У пробірці утворюється речовина чорно-коричневого кольору — купрум(II) оксид. Через те що реакція його утворення відбувається з поглинанням теплової енергії, її відносять до ендотермічних.

Основні поняття. Внутрішня енергія. Робота. Ентальпія. Тепловий ефект реакції.

Запитання та завдання



- Чому перебіг будь-якої хімічної реакції супроводжується виділенням або поглинанням теплової енергії?
- Як формулюють закон збереження енергії?
- Що таке внутрішня енергія? Тепловий ефект реакції?
- Яку величину називають ентальпією? Як її позначають та в яких одиницях вимірюють?
- До екзотермічних реакцій відносять: а) горіння сірки; б) взаємодію заліза з киснем; в) розчинення концентрованої сульфатної кислоти у воді; г) розкладання амоній дихромату $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; **г) горіння азоту**; д) реакцію хлору з киснем. Скільки помилок у цьому судженні? Які з них хибні?
а) 2; б) 1; в) 4; г) 3.
- Із переліку реакцій виберіть ендотермічну:
а) $2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2 + \text{O}_2$; в) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$;
б) $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$; г) $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 (\text{p}) = \text{FeSO}_4 + \text{Cu} \downarrow$.

§ 37. Термохімічні рівняння. Закон Гесса. Найпростіші розрахунки за термохімічними рівняннями

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

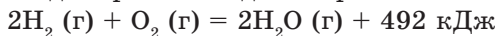
- які рівняння називають термохімічними та як їх складати;
- що таке стандартна величина теплового ефекту й від чого вона залежить;
- як проводити розрахунки маси й об'єму продуктів реакції та потрібної для цього теплоти за термохімічними рівняннями.

Термохімічні рівняння. Рівняння хімічних реакцій, у яких наведено тепловий ефект реакції, називають *термохімічними*.

Щоб теплові ефекти різних реакцій можна було порівнювати між собою, їх визначають за стандартних умов: $p = 101,325$ кПа (або 101 кПа) і 298,15 К (або 298 К), а також указують агрегатний стан кожного компонента. Зміну ентальпії записують як ΔH_T^0 або ΔH_{298}^0 . При цьому верхній індекс 0 означає *стандартну величину теплового ефекту* (тобто визначену за стандартних умов) реакції, а нижній T — температуру, за якої відбувається взаємодія.

У термохімічних рівняннях, крім символів хімічних елементів і теплового ефекту, часто вказують агрегатний стан реагентів

і продуктів реакції. Про необхідність такої форми запису можна судити на прикладі порівняння двох термохімічних рівнянь:



Різниця теплових ефектів цих реакцій відповідає теплоті, яка виділяється під час конденсації 2 моль води: $572 \text{ кДж} - 492 \text{ кДж} = 80 \text{ кДж}$. Отже, тепловий ефект реакції залежить від агрегатного стану речовин, як вихідних, так і кінцевих.

Часто користуються такою формою запису термохімічних рівнянь, відповідно до якої утворюється 1 моль продукту реакції. Тоді стехіометричні коефіцієнти при формулах інших речовин можуть бути нецілочисловими:



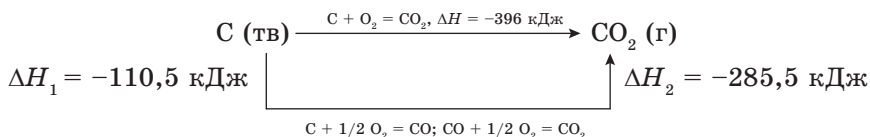
Іноді в записі термохімічного рівняння використовують символ зміни стандартної ентальпії $\Delta H_{\text{р-ції}}$, тоді знак перед значенням теплового ефекту змінюють на протилежний:



Закон Гесса. На основі широких і систематичних досліджень хімічних реакцій, що супроводжуються виділенням або поглинанням теплоти, Г. Гесс сформулював закон:

тепловий ефект хімічної реакції не залежить від шляху її перебігу, а залежить лише від природи та агрегатного стану (твердого, рідкого, газоподібного) вихідних речовин і продуктів реакції.

Іншими словами, тепловий ефект будь-якої хімічної реакції не залежить від того, чи утворилася сполука відразу із вихідних речовин, чи її утворення відбулося внаслідок перебігу низки послідовних реакцій. Це можна пояснити на прикладі перетворення вуглецю (графіту) на карбон(IV) оксид:



Усі вказані реакції відбуваються з виділенням теплоти, тобто є екзотермічними. Відповідно до закону Гесса:

$$\Delta H_1 + \Delta H_2 = \Delta H$$

$$-110,5 \text{ кДж} - 285,5 \text{ кДж} = -396 \text{ кДж.}$$

■ Приклади розв'язування задач



Приклад 1. Під час розкладання 222 г кальцій гідроксиду поглинається 2955 кДж теплоти. Складіть термохімічне рівняння цієї реакції.

<i>Дано:</i> $m(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 222 \text{ г}$ $Q = 2955 \text{ кДж}$	<i>Розв'язання</i> 1. Записуємо термохімічне рівняння реакції розкладу $\text{Ca}(\text{OH})_2$: $\text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}, \Delta H_{298}^0 \text{ — ?}$ Наведене рівняння відповідає розкладанню 1 моль $\text{Ca}(\text{OH})_2$, тобто 74 г.
Термохімічне рівняння — ?	

2. Обчислюємо кількість речовини $\text{Ca}(\text{OH})_2$:

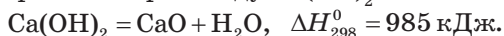
$$v(\text{Ca}(\text{OH})_2) = \frac{m(\text{Ca}(\text{OH})_2)}{M(\text{Ca}(\text{OH})_2)} = \frac{222 \text{ г}}{74 \text{ г/моль}} = 3 \text{ моль.}$$

3. Кількість теплоти, що відповідає 1 моль $\text{Ca}(\text{OH})_2$, визначаємо з пропорції:

на розкладання 3 моль $\text{Ca}(\text{OH})_2$ витрачено 2955 кДж теплоти, а на розкладання 1 моль $\text{Ca}(\text{OH})_2$ — x кДж теплоти.

$$\text{Звідси } x = \frac{1 \text{ моль} \cdot 2955 \text{ кДж}}{3 \text{ моль}} = 985 \text{ кДж.}$$

Термохімічне рівняння розкладу $\text{Ca}(\text{OH})_2$ має такий вигляд:



Приклад 2. Термохімічне рівняння згорання ацетилену таке: $2\text{C}_2\text{H}_2(\text{г}) + 5\text{O}_2(\text{г}) = 4\text{CO}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{р}), \Delta H_{298}^0 = -2520 \text{ кДж}$. Скільки теплоти виділиться внаслідок згорання 5,0 л (н. у.) ацетилену?

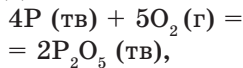
<i>Дано:</i> $2\text{C}_2\text{H}_2(\text{г}) + 5\text{O}_2(\text{г}) =$ $= 4\text{CO}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{р}),$ $\Delta H_{298}^0 = -2520 \text{ кДж}$ $V(\text{C}_2\text{H}_2) = 5 \text{ л (н. у.)}$ $Q \text{ — ?}$	<i>Розв'язання</i> Із термохімічного рівняння реакції: у результаті згорання 2 моль C_2H_2 , тобто $2 \cdot 22,4 \text{ л}$, виділяється 2520 кДж теплоти, тоді внаслідок згорання 5 л C_2H_2 виділиться x кДж теплоти. Звідси
------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

$$x = \frac{5 \text{ л} \cdot 2520 \text{ кДж}}{44,8 \text{ л}} = 281,25 \text{ кДж.}$$

Відповідь: 281,25 кДж.

Приклад 3. Термохімічне рівняння реакції утворення фосфор(V) оксиду: $4\text{P}(\text{тв}) + 5\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{P}_2\text{O}_5(\text{тв}), \Delta H_{298}^0 = -2984 \text{ кДж}$. Визначте масу фосфору та об'єм кисню (н. у.), що вступили в реакцію, якщо при цьому виділилося 746 кДж теплоти.

Дано:



$$\Delta H_{298}^0 = -2984 \text{ кДж}$$

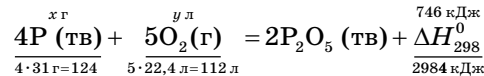
$$Q = 746 \text{ кДж}$$

$m(P) = ?$

$V(O_2) (\text{н. у.}) = ?$

Розв'язання

1. Записуємо термохімічне рівняння горіння фосфору та підставляємо дані:



2. Обчислюємо:

$$m(P) = x = \frac{4 \cdot 31 \text{ г} \cdot 746 \text{ кДж}}{2984 \text{ кДж}} = 31 \text{ г};$$

$$V(O_2) = y = \frac{5 \cdot 22,4 \text{ л} \cdot 746 \text{ кДж}}{2984 \text{ кДж}} = 28 \text{ л}.$$

Відповідь: 31 г; 28 л.

Приклад 4. Унаслідок згорання 102 г гідроген сульфіді виділилося 16 851 кДж теплоти. Складіть термохімічне рівняння згорання гідроген сульфіді.

Дано:

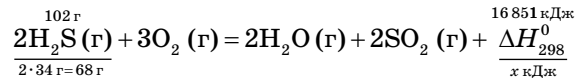
$$m(H_2S) = 102 \text{ г}$$

$$Q = 16 \ 851 \text{ кДж}$$

Термохімічне рівняння реакції згорання H_2S — ?

Розв'язання

Запишемо термохімічне рівняння реакції згорання гідроген сульфіді та підставимо в нього необхідні дані:

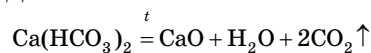


$$x = \frac{68 \text{ г} \cdot 16 \ 851 \text{ кДж}}{102 \text{ г}} = 11 \ 234 \text{ кДж}.$$

Відповідь: $2H_2S(\text{г}) + 3O_2(\text{г}) = 2H_2O(\text{г}) + 2SO_2(\text{г}) + 11 \ 234 \text{ кДж}.$

Приклад 5. Скільки теплової енергії треба витратити, щоб одержати 4 моль карбон(IV) оксиду, якщо термічне розкладання кальцій гідрогенкарбонату можна подати термохімічним рівнянням $Ca(HCO_3)_2 = CaO + H_2O + 2CO_2 \uparrow$, $\Delta H_{298}^0 = 2344 \text{ кДж}$?

Дано:



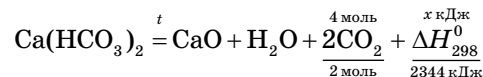
$$\Delta H_{298}^0 = +2344 \text{ кДж}$$

$$v(CO_2) = 4 \text{ моль}$$

$Q = ?$

Розв'язання

Записуємо термохімічне рівняння реакції та підставляємо в нього дані з умови задачі:



$$x = \frac{4 \text{ моль} \cdot 2344 \text{ кДж}}{2 \text{ моль}} = 4688 \text{ кДж}.$$

Відповідь: 4688 кДж.

Основні поняття. Термохімічне рівняння. Шлях реакції. Стандартна величина теплового ефекту.

Запитання та завдання



- Які рівняння хімічних реакцій називають термохімічними?
- Сформулюйте закон Гесса. У чому полягає його суть?
- На основі термохімічного рівняння реакції розкладу магній гідроксиду $\text{Mg}(\text{OH})_2 = \text{MgO} + \text{H}_2\text{O}$, $\Delta H_{298}^0 = 925$ кДж обчисліть масу магній гідроксиду, що розкладалася, якщо в процесі реакції було витрачено 185 кДж теплоти.
- Під час згорання на повітрі порошкоподібного алюмінію масою 16 г виділилося 496,6 кДж теплоти. Запишіть термохімічне рівняння згорання алюмінію.
- Термохімічне рівняння утворення амоніаку таке:
$$3\text{H}_2(\text{г}) + \text{N}_2(\text{г}) = 2\text{NH}_3(\text{г}), \Delta H_{298}^0 = -92$$
 кДж.
Скільки теплоти виділиться під час утворення 28 л амоніаку?
- Унаслідок розкладання кальцій карбонату масою 200 г витрачають 2414 кДж теплоти. Скільки теплоти треба витратити на розкладання кальцій карбонату, взятого масою 30 г?
- Термохімічне рівняння реакції розкладу води таке:
$$2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) = 2\text{H}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}), \Delta H_{298}^0 = 484$$
 кДж.
Скільки теплоти треба витратити для розкладання 135 г газоподібної води?
- Термохімічне рівняння реакції утворення алюміній хлориду:
$$2\text{Al}(\text{тв}) + 3\text{Cl}_2(\text{г}) = 2\text{AlCl}_3(\text{тв}), \Delta H_{298}^0 = -704,2$$
 кДж.
Визначте масу та об'єм (н. у.) хлору, що вступив у реакцію, якщо виділилося 176 кДж теплоти.
- Складіть термохімічне рівняння реакції, якщо під час взаємодії азоту з 2 моль кисню поглинається 361 кДж теплової енергії.
- Термохімічне рівняння реакції розкладу кальцій гідроксиду:
$$\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{кр}) = \text{CaO}(\text{кр}) + \text{H}_2\text{O}(\text{н}), \Delta H = 64$$
 кДж.
Скільки теплоти треба витратити для розкладання 185 г $\text{Ca}(\text{OH})_2$?
- Складіть термохімічне рівняння реакції, якщо під час взаємодії алюмінію масою 3 г із сіркою виділяється 28,3 кДж теплової енергії.
- Скільки теплової енергії треба витратити, щоб одержати 3 моль BaO , якщо термічне розкладання барій карбонату можна подати таким термохімічним рівнянням:
$$\text{BaCO}_3(\text{кр}) = \text{BaO}(\text{кр}) + \text{CO}_2(\text{г}), \Delta H_{298}^0 = 270$$
 кДж?
- Термохімічне рівняння згорання вуглецю в кисні таке:
$$\text{C}(\text{тв}) + \text{O}_2(\text{г}) = \text{CO}(\text{г}), \Delta H = -393$$
 кДж.
Яка маса вуглецю та об'єм кисню (н. у.) вступили в реакцію, якщо внаслідок цього отримано 78,6 кДж теплової енергії?
- Обчисліть тепловий ефект реакції (його значення наведіть у термохімічному рівнянні) утворення натрій гідроксиду шляхом взаємодії натрій оксиду масою 15,5 г з водою, яке супроводжується виділенням 213 кДж теплоти.

15. Обчисліть тепловий ефект реакції розкладу кальцій гідроксиду (його значення наведіть у термохімічному рівнянні), яка супроводжується поглинанням 246,5 кДж теплоти та утворенням кальцій оксиду масою 14 г та води.

§ 38. Поняття про хімічну кінетику. Швидкість хімічної реакції

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- що таке швидкість хімічної реакції;
- від яких факторів вона залежить;
- якому закону вона підпорядковується.

Що таке хімічна кінетика. Одним з основних параметрів будь-яких хімічних процесів є швидкість, з якою ці процеси відбуваються.

Учення про швидкість хімічних реакцій називають *хімічною кінетикою*.

Основне поняття в хімічній кінетиці:

швидкість хімічної реакції — фізична величина, що визначається зміною концентрацій реагуючих речовин за одиницю часу.

Швидкість хімічної реакції позначають V та вимірюють у моль/л·с або моль·л⁻¹·с⁻¹.

Середню швидкість реакції $V_{\text{сер}}$ в інтервалі часу від t_1 до t_2 визначають співвідношенням

$$V_{\text{сер}} = \pm \frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta t},$$

де C_1 і C_2 — молярна концентрація будь-якого учасника реакції (моль/л) у моменти часу t_1 і t_2 відповідно (с).

Знак «-» перед дробом належить до концентрації вихідних речовин, оскільки їхня концентрація в процесі реакції зменшується: $\Delta C < 0$; знак «+» — до концентрації продуктів реакції, оскільки їхня концентрація в процесі реакції збільшується: $\Delta C > 0$.

Основні фактори, що впливають на швидкість хімічної реакції:

- природа речовин, що реагують;
- їхня концентрація;
- тиск (якщо в реакції беруть участь газоподібні речовини);
- температура;
- наявність каталізатора;
- площа поверхні розділу фаз (для гетерогенних реакцій, тобто реакцій, у яких беруть участь речовини, що утворюють неоднорідну суміш).

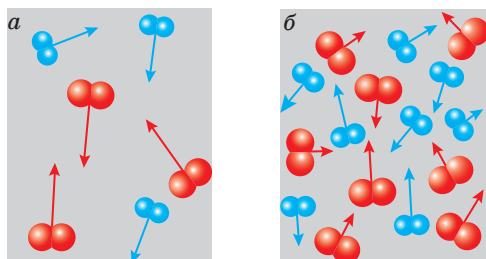
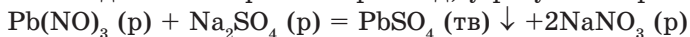


Рис. 31. Вплив концентрації реагентів (за даної температури):
a — концентрація низька; *б* — концентрація висока

Гомогенною називають систему, яка складається з однієї фази (наприклад, розчин цукру у воді), **гетерогенною** — систему, що складається з декількох фаз. Наприклад, у результаті реакції



випадає осад — система стає гетерогенною.

Фаза — це частина системи, яка відрізняється за своїми фізичними або хімічними властивостями від інших її частин і відділена від них поверхнею розділу, у разі переходу через яку властивості системи різко змінюються.

Закон діючих мас. Хімічні реакції відбуваються внаслідок того, що мікрочастинки (атоми, йони, молекули) речовин стикаються одна з одною. З одного боку, що частіше відбуваються зіткнення цих частинок в одиниці об'єму розчину або газової суміші, то з більшою швидкістю відбувається будь-яка хімічна реакція. З другого — частота зіткнень, а отже, і швидкість реакції залежать від концентрації речовин: що більше атомів, йонів або молекул реагентів в одиниці об'єму реакційного середовища, то більша кількість їхніх зіткнень (рис. 31).

Вплив концентрації реагентів на швидкість хімічної реакції виражає основний закон хімічної кінетики — **закон діючих мас**:

швидкість хімічних реакцій за постійної температури прямо пропорційна добутку концентрацій речовин, що реагують, у степенях їхніх стехіометричних коефіцієнтів у рівняннях реакцій.

Зі зменшенням концентрацій вихідних речовин швидкість будь-якої реакції спадає (рис. 32).

Для реакції, яка відбувається згідно з рівнянням



математично закон діючих мас можна описати таким кінетичним рівнянням:

$$V = k \cdot C^a (A) \cdot C^b (B),$$

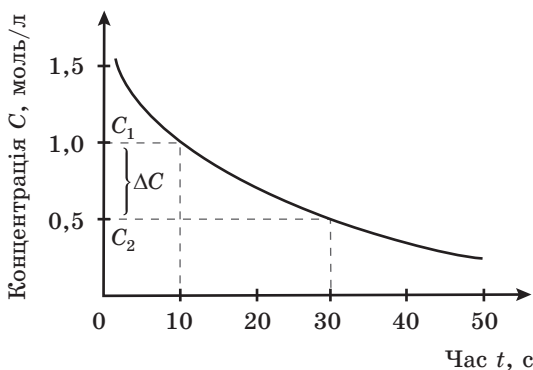


Рис. 32. Залежність концентрації вихідної речовини від часу перебігу реакції

де V — швидкість реакції, моль/л · с;

k — коефіцієнт пропорційності;

$C(A)$ і $C(B)$ — молярні концентрації речовин А і В, моль/л;

a і b — стехіометричні коефіцієнти при реагентах у рівнянні реакції.

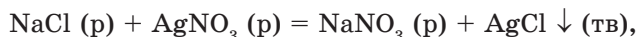
У випадку гетерогенних реакцій у вираз швидкості реакції входять концентрації тільки тих речовин, які перебувають у газовій фазі або розчині.

Коефіцієнт пропорційності k називають **константою швидкості хімічної реакції**, яка чисельно дорівнює швидкості реакції, якщо концентрації речовин, що реагують, дорівнюють одиниці.

Константа швидкості k залежить від температури та природи речовин, які реагують, і *не залежить* від їхньої концентрації.

У вираз для швидкості гетерогенних реакцій входять лише концентрації тих речовин, які перебувають у газоподібному або розчиненому стані.

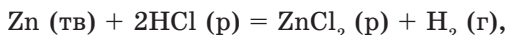
У випадку гомогенної реакції, наприклад:



закон діючих мас можна описати так:

$$V = k \cdot C(\text{NaCl}) \cdot C(\text{AgNO}_3)$$

Якщо ж реакція є гетерогенною:



то математичний вираз закону діючих мас матиме такий вигляд:

$$V = k \cdot C^2(\text{HCl})$$

Демонстраційний дослід

Залежність швидкості хімічної реакції від концентрації речовин

Беруть чотири сухі чисті пробірки й нумерують. У пробірку 2 наливають 2 мл води, у пробірку 3 — 3 мл, у пробірку 4 — 4 мл води. У пробірці 1 буде 0 мл води. У всі пробірки додають по 6 мл розчину сульфатної кислоти концентрацією 1 моль/л. Скляною паличкою перемішують одержані розчини в пробірках 2–4. Поміщають їх на деякий час у скляний хімічний стакан з водою для вирівнювання температури вмісту кожної пробірки.

Зважують на папірцях по 0,1 г порошкоподібного купрум(II) оксиду. Висипають порцію купрум(II) оксиду в пробірку 1, вмикають секундомір і, перемішуючи вміст пробірки скляною паличкою, фіксують час (t) появи ледь помітного блакитно-синього забарвлення розчину.

Виконують аналогічні досліди в інших трьох пробірках.

На основі одержаних даних можна обчислити швидкість реакції за формулою $V = C \cdot \frac{100}{t}$ і концентрацію отриманих розчинів за формулою

$C(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{a}{a+b}$, де a — об'єм розчину H_2SO_4 (він однаковий у всіх дослідах

і дорівнює 6 мл); b — об'єм води, який залежно від номера пробірки 1, 2, 3, 4 дорівнює відповідно 0, 2, 3 і 4 мл.

Основні поняття. Хімічна кінетика. Швидкість хімічної реакції. Константа швидкості хімічної реакції. Закон діючих мас.

Запитання та завдання



1. Що розуміють під поняттям «швидкість хімічної реакції»? Як її позначають і в яких одиницях виражають?
2. Які фактори, що впливають на швидкість хімічних реакцій, відносять до основних?
3. Завдяки яким факторам під час зіткнення частинок речовин між ними відбувається хімічна реакція?
4. Яким законом хімічної кінетики виражають вплив концентрації реагентів на швидкість хімічної реакції між ними?
5. Як обчислюють швидкість хімічної реакції за постійної температури?
6. Від яких факторів залежить константа швидкості хімічної реакції?
- *7. За даними демонстраційного досліді складіть рівняння реакції, обчисліть масову частку речовин у використаних розчинах і швидкість реакції в кожному з них. Побудуйте на міліметровому папері графік залежності швидкості реакції (вісь ординат) від концентрації реагенту (вісь абсцис). Зробіть висновки.

§ 39. Обчислення швидкості та константи швидкості реакції за законом діючих мас

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- які розрахунки можна проводити, користуючись законом діючих мас.

■ Приклади розв'язування задач



Приклад 1. Складіть математичні вирази швидкості прямої реакції в таких системах речовин, що реагують:

- 1) $2\text{CO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{CO}_2(\text{г})$
- 2) $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{г})$
- 3) $2\text{HCl}(\text{р}) + \text{Ba}(\text{OH})_2(\text{р}) = \text{BaCl}_2(\text{р}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{р})$
- 4) $2\text{NaOH}(\text{р}) + \text{CO}_2(\text{г}) = \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{р}) + \text{H}_2\text{O}(\text{р})$
- 5) $\text{CaCO}_3(\text{тв}) + 2\text{HNO}_3(\text{р}) = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2(\text{р}) + \text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{р})$

Розв'язання

Реакції, описані рівняннями 1–3, є гомогенними, оскільки всі речовини перебувають в однаковому агрегатному стані. Реакції, описані рівняннями 4–5, — гетерогенні, оскільки речовини перебувають у різних агрегатних станах.

1) $V_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} C^2(\text{CO}) \cdot C(\text{O}_2)$; $V_{\text{зв}} = k_{\text{зв}} \cdot C^2(\text{CO}_2)$;

2) $V_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} C^2(\text{NO}) \cdot C(\text{O}_2)$; $V_{\text{зв}} = k_{\text{зв}} \cdot C^2(\text{NO}_2)$;

3) $V_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} C^2(\text{HCl}) \cdot C(\text{Ba}(\text{OH})_2)$;

4) $V_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} C^2(\text{NaOH}) \cdot C(\text{CO}_2)$;

5) тільки $V_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} C^2(\text{HNO}_3)$.

Зворотна реакція у випадках 3–5 не відбувається, це необоротні реакції.

Приклад 2. Визначте швидкість прямої реакції, що відбувається згідно з рівнянням реакції $\text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{г})$ у початковий момент часу, якщо константа швидкості цієї реакції $5 \cdot 10^{-3}$, а концентрації речовин N_2 і H_2 відповідно дорівнюють 0,2 моль/л та 0,6 моль/л.

Дано:

$$k_{\text{пр}} = 5 \cdot 10^{-3}$$

$$C(\text{N}_2) = 0,2 \text{ моль/л}$$

$$C(\text{H}_2) = 0,6 \text{ моль/л}$$

$$V_{\text{пр}} \text{ — ?}$$

Розв'язання

$$V_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} \cdot C(\text{N}_2) \cdot C^3(\text{H}_2) = 5 \cdot 10^{-3} \cdot 0,2 \cdot (0,6)^3 = 2,16 \cdot 10^{-4} \text{ (моль/л} \cdot \text{с)}$$

Відповідь: $2,16 \cdot 10^{-4}$ моль/л · с.

Приклад 3. Вихідні концентрації нітроген(II) оксиду та кисню дорівнювали відповідно 4 моль/л і 2 моль/л, а через 20 хв за певної температури концентрація нітроген(II) оксиду становила 2,8 моль/л. Обчисліть середню швидкість реакції, константу швидкості реакції та концентрацію кисню після 20 хв перебігу реакції.

Дано:

$$C_1(\text{NO}) = 4 \text{ моль/л}$$

$$C(\text{O}_2) = 2 \text{ моль/л}$$

$$C_2(\text{NO}) = 2,8 \text{ моль/л}$$

$$\Delta t = 20 \text{ хв}$$

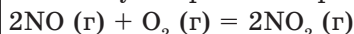
$$\Delta C(\text{O}_2) = ?$$

$$V = ?$$

$$k = ?$$

Розв'язання

1. Записуємо рівняння реакції:



2. Визначаємо зміну концентрації нітроген(II) оксиду:

$$\Delta C(\text{NO}) = 4 \text{ моль/л} - 2,8 \text{ моль/л} = 1,2 \text{ моль/л.}$$

3. Визначаємо зміну концентрації кисню:

$$\Delta C(\text{O}_2) = \frac{1}{2} \Delta C(\text{NO}) = \frac{1}{2} \cdot 1,2 \text{ моль/л} = 0,6 \text{ моль/л.}$$

4. Концентрація кисню через 20 хв перебігу реакції становить:

$$C(\text{O}_2) = 2 \text{ моль/л} - 0,6 \text{ моль/л} = 1,4 \text{ моль/л.}$$

5. Швидкість реакції обчислюємо за формулою

$$V = \frac{\Delta C(\text{NO})}{2 \cdot \Delta t} \quad \text{або} \quad V = \frac{\Delta C(\text{O}_2)}{\Delta t}.$$

Тоді

$$V = \frac{\Delta C(\text{NO})}{2 \cdot \Delta t} = \frac{\Delta C(\text{O}_2)}{\Delta t} = \frac{1,2 \text{ моль/л}}{2 \cdot (20 \cdot 60) \text{ с}} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л} \cdot \text{с.}$$

6. Константу швидкості реакції обчислюємо за формулою

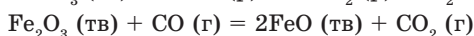
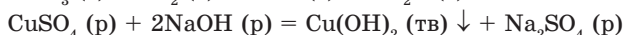
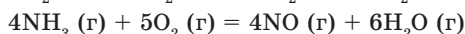
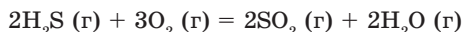
$$V_{\text{р-ції}} = k \cdot \Delta C^2(\text{NO}) \cdot \Delta C(\text{O}_2); \quad \text{звідси}$$

$$k = \frac{V_{\text{р-ції}}}{\Delta C^2(\text{NO}) \cdot \Delta C(\text{O}_2)} = \frac{5 \cdot 10^{-4}}{(1,2)^2 \cdot 0,6} = 5,8 \cdot 10^{-4}.$$

Відповідь: $5 \cdot 10^{-4}$ моль/л·с; $5,8 \cdot 10^{-4}$; 1,4 моль/л.

Запитання та завдання

°1. Складіть математичний вираз швидкості прямих реакцій:



2. Як зміниться швидкість прямої реакції $2\text{CO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{CO}_2(\text{г})$, якщо концентрацію карбон(II) оксиду збільшити в 4 рази?
3. Вихідні концентрації гідроген сульфід та кисню дорівнювали відповідно 2 моль/л і 3 моль/л, а через 30 хв за певної температури концентрація гідроген сульфід становила 1 моль/л. Обчисліть зміну концентрації кисню та середню швидкість реакції, що відбувається за рівнянням $2\text{H}_2\text{S}(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{SO}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$.
4. У системі речовин $4\text{NH}_3(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = 4\text{N}_2(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{г})$ початкова концентрація амоніаку дорівнювала 2 моль/л, а кисню — 1,5 моль/л. Через 10 с за певної температури перебігу реакції концентрація амоніаку стала 1 моль/л. Визначте швидкість та константу швидкості цієї реакції за законом діючих мас.
5. Визначте швидкість реакції $2\text{A}(\text{г}) + \text{B}(\text{г}) = \text{A}_2\text{B}(\text{г})$ у початковий момент часу, якщо константа швидкості становить $6 \cdot 10^{-2}$, а концентрації речовин А і В відповідно дорівнюють 0,3 моль/л і 0,4 моль/л.
6. Як зміниться швидкість прямої реакції $2\text{H}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$, якщо концентрацію вихідних речовин водню та кисню збільшити в 4 рази?
7. У скільки разів необхідно збільшити концентрацію гідроген сульфід або кисню для реакції $2\text{H}_2\text{S}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{S}(\text{тв}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{р})$, щоб в обох випадках швидкість реакції зросла в 4 рази?
8. Як зміниться швидкість прямої реакції $\text{O}_2(\text{г}) + \text{N}_2(\text{г}) = 2\text{NO}(\text{г})$ зі збільшенням концентрації кисню й азоту в 3 рази?
9. У реакційній посудині почалася реакція $\text{O}_2(\text{г}) + 2\text{CO}(\text{г}) = 2\text{CO}_2(\text{г})$. Через деякий час концентрації O_2 і CO стали дорівнювати відповідно 0,7 моль/л і 1,6 моль/л. Обчисліть вихідну концентрацію кисню O_2 , якщо вихідна концентрація CO становила 2,3 моль/л.
10. Як зміниться швидкість прямої реакції взаємодії вуглекислого газу та водню $\text{CO}_2(\text{г}) + 4\text{H}_2(\text{г}) \rightleftharpoons \text{CH}_4(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$, якщо концентрації вихідних речовин збільшити в 3 рази?
11. Реакція між речовинами А і В відбувається згідно з рівнянням $2\text{A}(\text{г}) + \text{B}(\text{г}) = \text{A}_2\text{B}(\text{г})$. Концентрація речовини А дорівнює 5 моль/л, а речовини В — 2 моль/л. Якою є швидкість цієї реакції, якщо константа швидкості дорівнює 0,5?
- *12. Реакція $\text{NH}_3(\text{г}) + \text{HCl}(\text{г}) = \text{NH}_4\text{Cl}(\text{тв})$ відбувається зі швидкістю 2 моль/л · с при концентраціях NH_3 і HCl , що відповідно дорівнюють 2 і 4 моль/л. Якою є константа швидкості цієї реакції?
- *13. Швидкість реакції $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}_2(\text{г})$ при концентрації нітроген(II) оксиду 0,4 моль/л і кисню 0,2 моль/л дорівнює 0,016 моль/л · с. Обчисліть константу швидкості цієї реакції.

§ 40. Залежність швидкості хімічної реакції від температури і природи реагуючих речовин

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- як залежить швидкість хімічної реакції від температури;
- як впливає на швидкість реакції природа реагуючих речовин.

Залежність швидкості реакції від температури. Чи впливає температура реакційного середовища на швидкість реакції? З підвищенням температури загальна частота зіткнень частинок реагентів зростає. Збільшується і частота ефективних зіткнень, які спричиняють перетворення речовин, отже, зростає і швидкість реакції. На рис. 33 проілюстровано вплив температури на швидкість реакції.

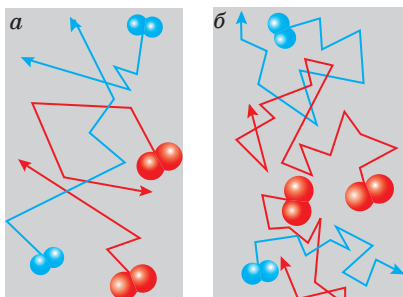


Рис. 33. Вплив температури (за однакової концентрації реагентів) на швидкість реакції: *а* — за нижчої температури кількість зіткнень частинок невелика, швидкість реакції мала; *б* — за підвищеної температури кількість зіткнень вища і швидкість реакції зростає

Проведемо реакцію за різних температур.

Демонстраційний дослід

Залежність швидкості хімічної реакції від температури

У чотири пронумеровані пробірки 1, 2, 3 і 4 наливають по 4 мл розчину сульфатної кислоти концентрацією 1 моль/л, на чотирьох окремих папірцях 1а, 2а, 3а, 4а зважують по 0,1 г порошкоподібного купрум(II) оксиду. Пробірки 1, 2, 3, 4 ставлять в стакан з водою. Через 5 хв вимірюють температуру води в стакані. Виймають із води пробірку 1 і всипають до неї, перемішуючи, порцію купрум(II) оксиду з папірця 1а, фіксують час від моменту змішування до появи ледь помітного блакитно-синього забарвлення розчину.

Нагрівають стакан з водою на 10 °С більше від первісної температури і проводять аналогічний дослід з розчином 2 і порцією купрум(II) оксиду з папірця 2а. Розчин у пробірці 3, нагрітий до температури, на 10 °С вищої за температуру розчину в пробірці 2, змішують з порцією CuO на папірці 3а. Нарешті, підігрівши в стакані з водою розчин H_2SO_4 в пробірці 4 ще на 10 °С, проводять дослід з порцією, зваженою на папірці 4а.

Отримані результати записують у таблицю.

№ пробірки	Температура досліду, °С	Час t , с	Швидкість реакції, $V = 100/t$
1			
2			
3			
4			

Залежність швидкості реакції від температури наближено виражають емпіричним **правилом Вант-Гоффа**:

з підвищенням температури на кожні 10 градусів швидкість більшості хімічних реакцій зростає у два-чотири рази:

$$V_{t_2} = V_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

де V_{t_1} і V_{t_2} — швидкості реакції за температур t_1 і t_2 ;
 γ — температурний коефіцієнт швидкості реакції.

Вплив природи реагуючих речовин на швидкість хімічних реакцій можна продемонструвати на прикладах взаємодії кисню з нітроген(II) оксидом і карбон(II) оксидом:



За кімнатної температури нітроген(II) оксид з досить великою швидкістю взаємодіє з киснем повітря, перетворюючись на нітроген(IV) оксид. Карбон(II) оксид, навпаки, за тих самих умов з киснем не взаємодіє.

Демонстраційний дослід

Залежність швидкості хімічної реакції від природи реагуючих речовин

Дослід проводять на приладі, зібраному, як показано на рис. 34.

Наливають воду в скляний кристалізатор і наповнюють пробірку доверху водою. Закривають отвір пробірки пальцем, перевертають її вверх дном і занурюють у кристалізатор. Під водою обережно, щоб не вилілася вода й не потрапило повітря, відкривають пробірку. Колбу закріплюють у штативі й наливають у неї на 3/4 об'єму хлоридну кислоту концентрацією 1 моль/л.

Два-три шматочки цинку промивають водою, витирають фільтрувальним папером і занурюють у колбу з кислотою. Закривають колбу пробкою з відповідною трубкою, кінець якої занурюють у кристалізатор з водою та підводять під отвір пробірки. За допомогою секундоміра фіксують час заповнення пробірки воднем. Після закінчення досліду виливають хлоридну кислоту з колби, промивають шматочки цинку та висушують його фільтрувальним папером.

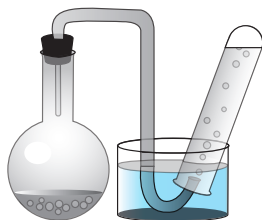
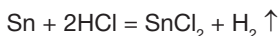
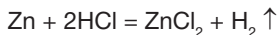


Рис. 34. Прилад для збирання газу

Аналогічний дослід проводять зі шматочками олова. Знову наливають у колбу на 3/4 об'єму хлоридну кислоту тієї самої концентрації 1 моль/л. Повторюють першу частину досліду та визначають час заповнення пробірки газом.

Запишемо рівняння реакцій взаємодії цинку та олова з хлоридною кислотою:



Чим можна пояснити різну швидкість реакцій виділення водню в першому та другому досліді?

Основні поняття теорії активації. Точніше визначити залежність швидкості хімічної реакції від температури стало можливим лише з появою теорії активації. Згідно із цією теорією хімічна взаємодія між частинками (атомами, йонами, молекулами) речовин, які контактують, відбувається, тільки тоді, коли ці частинки досягають певного енергетичного рівня, характерного для перебігу цієї реакції, тобто її *енергетичного бар'єру*. Якщо вважати такі частинки активними, то саме між ними відбуваються ефективні зіткнення (рис. 35).

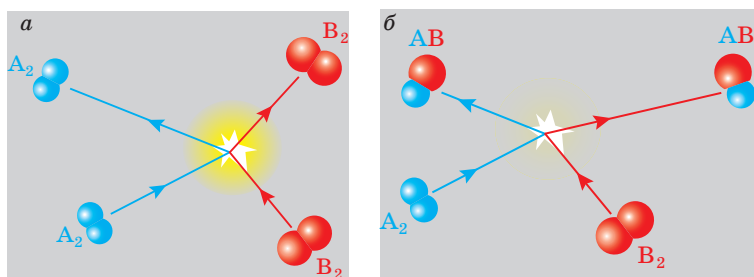
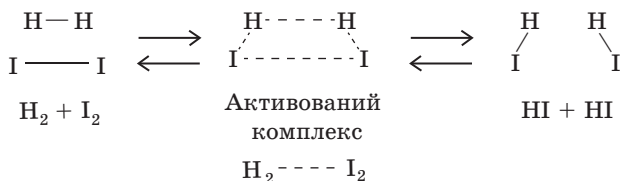


Рис. 35. Зіткнення частинок: *a* — неефективне (енергії недостатньо, щоб розірвати зв'язки А—А і В—В); *б* — ефективне (енергії достатньо, щоб розірвати зв'язки А—А і В—В)

Усі частинки в системі, запас енергії яких не нижчий за енергетичний бар'єр реакції, перебувають в особливому стані, який називають перехідним, або станом *активованого комплексу*. Вважають, що коли система перебуває в стані активованого комплексу, то в ній вже немає вихідних речовин, але ще немає і продуктів реакції.

Розглянемо це на прикладі синтезу гідроген йодиду, який здійснюється через утворення такого активованого комплексу. Під час взаємодії активних молекул H_2 і I_2 спочатку утворюється проміжна сполука $\text{H}_2 \dots \text{I}_2$ (активований комплекс). Саме у цьому

комплексі розриваються зв'язки Н—Н і І—І та утворюються нові зв'язки Н—І:



Якщо вважати середній рівень енергії частинок вихідних речовин у системі таким, що дорівнює E_b , а середню енергію перехідного стану — $E_{п.с}$, то різниця $E_{п.с} - E_b = E_a$ виражатиме енергію активації цієї реакції.

Енергія активації E_a — це енергія, необхідна для збудження атомів, йонів або молекул до енергії активованого комплексу.

Зміну енергії системи реагентів $\text{H}_2 + \text{I}_2$ під час їхнього перетворення на водень йодид HI у процесі екзотермічної реакції графічно подано на рис. 36.

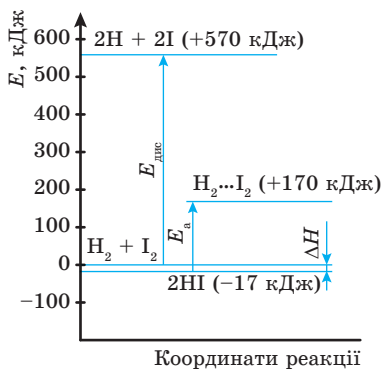


Рис. 36. Енергетична діаграма екзотермічної реакції ($\Delta E < 0$) взаємодії молекул водню та йоду

Як видно з рисунка, енергія активації реакції E_a менша за енергію дисоціації $E_{\text{дисс}}$ вихідних молекул на вільні атоми. Отже, перебіг реакції через утворення активованого комплексу енергетично вигідніший, ніж перебіг реакції через повний розрив зв'язків у вихідних молекулах з утворенням вільних атомів. Видно, що продукти реакції мають менший запас енергії, ніж вихідні речовини, і тому реакція $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$ екзотермічна.

Більшість хімічних реакцій відбувається через стадію утворення проміжних активованих комплексів, енергія їхнього утворення є енергією активації. Якби енергія активації для всіх

§ 41. Обчислення зміни швидкості реакції зі зміною температури за правилом Вант-Гоффа

■ Приклади розв'язування задач



Приклад 1. Як зміниться швидкість реакції з підвищенням температури реакції від 30 до 60 °С, якщо температурний коефіцієнт реакції дорівнює 3?

Дано:

$$t_1 = 30 \text{ } ^\circ\text{C}$$

$$t_2 = 60 \text{ } ^\circ\text{C}$$

$$\gamma = 3$$

$$\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} \text{ — ?}$$

Розв'язання

Відповідно до правила Вант-Гоффа:

$$\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}; \quad \frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = 3^{\frac{60 - 30}{10}} = 3^3 = 27 \text{ разів.}$$

Відповідь: збільшиться у 27 разів.

Приклад 2. Визначте температурний коефіцієнт реакції, якщо з підвищенням температури на 40 °С її швидкість зростає у 256 разів.

Дано:

$$\Delta t = 40 \text{ } ^\circ\text{C}$$

$$\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = 256 \text{ разів}$$

$$\gamma \text{ — ?}$$

Розв'язання

$$\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}; \quad \frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = \gamma^{\frac{40}{10}}; \quad 256 = \gamma^4; \quad \gamma = \sqrt[4]{256}; \quad \gamma = 4.$$

Відповідь: температурний коефіцієнт реакції дорівнює 4.

Приклад 3. На скільки градусів треба підвищити температуру реакції, щоб її швидкість зростає в 32 рази, якщо температурний коефіцієнт реакції дорівнює 2?

Дано:

$$\frac{V_2}{V_1} = 32 \text{ рази}$$

$$\gamma = 2$$

$$\Delta t \text{ — ?}$$

Розв'язання

$$\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}; \quad \frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = \gamma^{\frac{\Delta t}{10}}; \quad 32 = 2^{\frac{\Delta t}{10}};$$

$$2^5 = 2^{\frac{\Delta t}{10}}; \quad 5 = \frac{\Delta t}{10}; \quad \Delta t = 50 \text{ } ^\circ.$$

Відповідь: треба підвищити на 50 °С.

Приклад 4. Як зміниться швидкість реакції з підвищенням температури реакції від 115 до 175 °С, якщо температурний коефіцієнт реакції дорівнює 3?

Дано:

$$t_1 = 115 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$t_2 = 175 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$\gamma = 3$$

$$\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = ?$$

Розв'язання

$$\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}};$$

$$\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = \gamma^{\frac{\Delta t}{10}}; \quad \frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = 3^{\frac{175 - 115}{10}} = 3^6 = 729 \text{ разів.}$$

Відповідь: швидкість реакції збільшиться в 729 разів.

Запитання та завдання



- У скільки разів збільшиться швидкість реакції в результаті підвищення температури від 60 до 90 °С, якщо температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 2?
- Визначте температурний коефіцієнт швидкості реакції, якщо в результаті підвищення температури від 30 до 60 °С швидкість реакції зросла в 64 рази.
- Температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 3. У скільки разів збільшиться швидкість цієї реакції внаслідок підвищення температури на 40 °С?
- На скільки градусів треба підвищити температуру, щоб швидкість реакції зросла в 64 рази, якщо температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 4?
- Унаслідок підвищення температури на 50 °С швидкість реакції зросла у 243 рази. Визначте температурний коефіцієнт реакції.
- У скільки разів зменшиться швидкість реакції газової суміші, якщо температуру реакції понизити від 90 до 50 °С? Температурний коефіцієнт реакції дорівнює 2.
- За температури 120 °С швидкість реакції дорівнює 2,43 моль/л · с. Яка швидкість цієї реакції за температури 80 °С, якщо температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 3?
- *3. З підвищенням температури на 40 °С швидкість реакції зросла у 81 раз. Обчисліть температурний коефіцієнт реакції.
9. Обчисліть, як зміниться швидкість реакції з підвищенням температури від 25 до 55 °С, якщо температурний коефіцієнт цієї реакції дорівнює 2.
10. Обчисліть, як зміниться швидкість реакції зі зниженням температури від 100 до 60 °С, якщо температурний коефіцієнт цієї реакції дорівнює 3.
- *11. Визначте температурний коефіцієнт швидкості реакції в разі зниження температури, якщо швидкість реакції з підвищенням температури на 60 °С зросла в 64 рази.

§ 42. Залежність швидкості реакції від наявності каталізатора і від площі поверхні зіткнення реагуючих речовин

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- що таке каталізатори і для чого їх використовують;
- чому каталізатор може прискорювати реакцію;
- як впливає величина площі поверхні реагуючих речовин на швидкість реакції.

Одним із найпоширеніших методів прискорення хімічних реакцій (крім підвищення температури, тиску) є використання *каталізаторів* — речовин, які змінюють швидкість хімічної реакції.

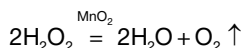
Демонстраційний дослід

Залежність швидкості хімічної реакції від наявності каталізатора та площі його поверхні

- **Розкладання гідроген пероксиду без каталізатора й за наявності манган(IV) оксиду**

У пробірку доливають 2 мл гідроген пероксиду і вносять тліючу скіпку. Зміни в яскравості тління скіпки практично не спостерігається.

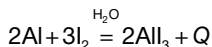
Виймають тліючу скіпку з пробірки і вносять до неї один мікрошпатель манган(IV) оксиду. Спостерігається енергійне розкладання гідроген пероксиду з виділенням газу. Під час повторного внесення в пробірку тліючої скіпки вона яскраво розгоряється — газ підтримує горіння. Отже, виділяється кисень:



- **Взаємодія алюмінієвого порошку з йодом за наявності води**

У фарфоровій чашці змішують два мікрошпателі порошку або пудри алюмінію та один мікрошпатель кристалічного йоду. Реакція практично не відбувається.

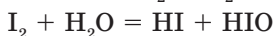
На одержану суміш діють краплинкою води. Спостерігається бурхлива реакція утворення алюміній йодиду зі значним виділенням теплоти:



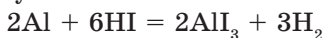
За рахунок тепловиділення відбувається возгонка йоду — про це свідчить пара фіолетового кольору, що піднімається над чашкою.

Отже, у першому досліді роль каталізатора відіграє манган(IV) оксид, а в другому — вода.

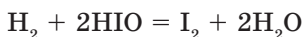
Механізм дії багатьох видів каталізаторів до кінця ще не досліджений. У нашому досліді можна припустити, що I_2 , хоча й незначною мірою порівняно з Cl_2 і Br_2 , взаємодіє з водою



з утворенням йодидної HI та гіпйодитної HIO кислот. Потім HI переводить алюміній у сіль:



Водень у момент виділення дуже активний і може відновлювати гіпйодитну кислоту:



Отже, кількість води як каталізатора поновлюється.

Від чого ж залежить активність каталізатора? Як її можна підвищити? Активність деяких каталізаторів обумовлена тим, що проміжна реакційно спроможна сполука утворюється на поверхні каталізатора. Цілком природно, що активність таких каталізаторів залежить від площі та властивостей його поверхні. Що більша поверхня, то ефективніша результативність зіткнень частинок реагуючих між собою речовин.

Демонстраційний дослід

Залежність швидкості хімічної реакції від площі поверхні зіткнення реагуючих речовин

Урівноважують на терезах шматочок мармуру (масою приблизно 0,2 г) і порцію мармуру у вигляді порошку. Готують дві пробірки з однаковим об'ємом хлоридної кислоти (близько 1/2 об'єму пробірки). Одночасно струшують з папірців шматочок мармуру в одну пробірку, порошок — у другу. У якій із пробірок реакція відбувається швидше? Чому?

Основні поняття. Каталізатор. Поверхня зіткнення.

Запитання та завдання



1. Назвіть методи прискорення хімічних реакцій. Який найпоширеніший?
2. Які речовини називають каталізаторами?
3. У чому полягає вплив каталізатора на швидкість хімічної реакції?
4. Чим обумовлена активність каталізаторів?
5. Як зміниться об'єм ацетилену C_2H_2 , що виділився в реакції
$$CaC_2 + 2H_2O = Ca(OH)_2 \downarrow + C_2H_2 \uparrow,$$
якщо шматочок кальцій карбіду CaC_2 масою 10 г розбити на 100 частин?
 - а) Зросте приблизно в 10 разів;
 - б) зросте приблизно в 100 разів;
 - в) не зміниться;
 - г) збільшиться приблизно в 1000 разів.
- *6. Швидкість реальних процесів залежить від сукупної дії кількох чинників. Зробіть припущення, де швидше іржавітиме залізо:
 - а) у помешканні;
 - б) у пустелі;
 - в) у джунглях;
 - г) на світлому боці Місяця;
 - г) на вершині Евереста;
 - д) в Антарктиді.

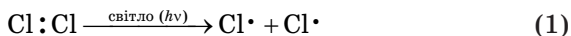
§ 43. Поняття про ланцюгові реакції

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

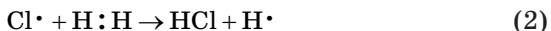
- що таке ланцюгові реакції;
- які центри ланцюгової реакції є активними;
- що називають розгалуженим ланцюговим процесом.

Існують реакції, перебіг яких ініціюють кванти світла (фотони). Так, під час взаємодії молекул хлору з молекулами водню вони «розбивають» молекулу Cl_2 на атоми $2\text{Cl}\cdot$.

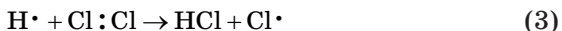
Якщо приготувати суміш газоподібних водню та хлору, наприклад у товстостінній прозорій посудині, то за звичайних умов ніяких змін із вказаними речовинами не спостерігається — хімічна реакція не відбувається. Якщо ж на ємність іззовні подіяти, наприклад, фотоспалахом, то в ній пролунає сильний вибух — відбудеться миттєва реакція між воднем і хлором. Це пояснюють тим, що за вказаних умов речовини взаємодіють за так званим *ланцюговим механізмом*. Під дією яскравого світлового опромінювання певна частина молекул хлору розпадається на високоактивні атоми, тобто такі, що мають неспарені електрони:



Останні, своєю чергою, стикаються з молекулами водню і сприяють перетворенню їх на атоми:



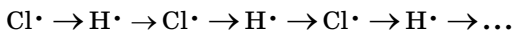
Утворені таким чином активні атоми Гідрогену вступають у взаємодію з іншими молекулами хлору:



Атоми Хлору знову взаємодіють з молекулами водню і т. д., доки одна з речовин не прореагує повністю.

Первинну реакцію розпаду, тобто дисоціацію молекули хлору на високоактивні атоми, під дією світла називають *реакцією зародження ланцюга*, а вільні атоми хлору — $\text{Cl}\cdot$, що при цьому утворилися, *активними центрами*.

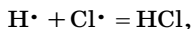
Утворення атомів Гідрогену — реакція (2), а потім послідовно нових атомів Хлору — реакція (3), а далі нових атомів Гідрогену відповідно до перетворень або циклів:



називають *розвитком ланцюга*.

Реакції, які призводять до загибелі активних частинок (центрів), а отже, і до припинення ланцюгової реакції, називають *реакціями обриву ланцюга*. Кількість циклів від моменту зародження ланцюга до його обриву називають *довжиною ланцюга*.

Обрив ланцюга можливий у результаті зіткнення двох активних центрів



або в разі захоплення активних центрів стінками посудини чи молекулами домішок.

Якщо в результаті одного елементарного акту виникає дві або більше хімічно активних частинок, то процес називають *розгалуженим ланцюговим процесом*. При цьому кількість активних центрів, а отже, і швидкість процесу будуть лавиноподібно зростати до того моменту, коли буде витрачено вихідну речовину. Тоді швидкість процесу почне зменшуватися.

Якщо кожен елементарний акт спричиняє появу двох або більше активних центрів розгалуження ланцюга, то спостерігається реакція із сильно розгалуженими ланцюгами (рис. 37, а).

Якщо ж у результаті реакції утворюється атом з однією вільною валентністю (як це видно на прикладі розглянутої реакції хлору з воднем, де активний центр зумовлює розвиток лише одного ланцюга), то ланцюги будуть *нерозгалуженими* (рис. 37, б).

Прикладами розгалужених реакцій є взаємодія водню і кисню (вибух), розкладання озону.

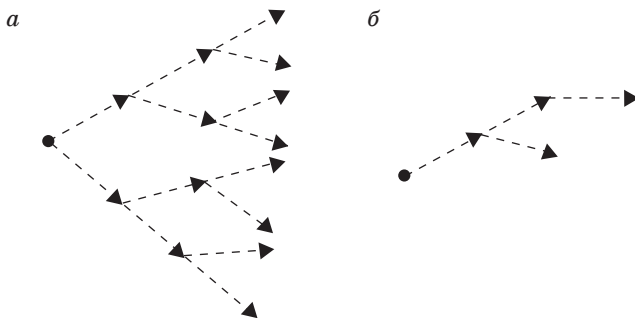


Рис. 37. Схема ланцюгової реакції:

а — сильно розгалужені ланцюги; б — нерозгалужені ланцюги

Ланцюговими реакціями є більшість процесів окиснення, горіння, полімеризації, галогенування та ін.

Тепер ми можемо доповнити класифікацію хімічних реакцій, наведену в § 34: реакції можуть бути ланцюговими та неланцюговими.

Основні поняття. Ланцюговий механізм. Активний центр. Довжина ланцюга. Реакція обриву ланцюга. Розгалужений ланцюговий процес.

Запитання та завдання



1. Як називають реакції, що їх ініціюють кванти світла?
2. За допомогою якого рівняння можна описати розпад молекул хлору на високоактивні атоми?
3. Які атоми називають високоактивними? Покажіть утворення таких атомів Хлору та Гідрогену на прикладі реакції хлору з воднем.
4. Який вид перетворень називають розвитком ланцюга?
5. Який тип реакції виникнення ланцюга перетворень не призводить до його розгалуження? Як його умовно зображують?
6. Які хімічні реакції переважно є ланцюговими?
7. Як називають процес, коли в результаті одного елементарного акту водночас виникає дві або більше число активних частинок? Як його умовно зображують?

§ 44. Загальні відомості про гомогенний і гетерогенний каталіз

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- що таке каталіз;
- що таке позитивні і негативні каталізатори;
- чим гетерогенний каталіз відрізняється від гомогенного.

Що таке каталіз. Багато реакцій відбуваються дуже повільно, якщо просто змішати реагенти, але їх можна значно прискорити введенням деяких інших речовин — каталізаторів. Це речовини, що змінюють швидкість хімічної реакції та не витрачаються під час її перебігу.

Каталіз — це явище збудження хімічної реакції або зміни її швидкості додаванням каталізаторів.

Позитивні каталізатори прискорюють реакцію, негативні каталізатори, або інгібітори, уповільнюють реакцію.

Інгібітори широко використовують під час хімічного очищення парових котлів від накипу, для зняття окалини з відпрацьованих виробів, а також під час зберігання та транспортування хлоридної кислоти в сталевій тарі. Вони захищають метал від роз'їдання (корозії) кислотою. Інгібіторами корозії служать як органічні речовини, так і неорганічні (силікати, нітрити, дихромати лужних елементів).

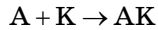
Каталізатори поділяють на гомогенні і гетерогенні.

Гомогенний каталіз. *Гомогенні каталізатори* перебувають у тому самому агрегатному стані, що й реагенти та продукти реакції, тобто в одній фазі (газоподібній або рідкій). У такому разі немає поверхні поділу між реагентами й каталізатором.

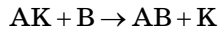
Каталізатори не входять до запису рівняння хімічної реакції. *Яким же чином вони впливають на швидкість хімічної реакції?* Механізм дії каталізаторів різний.

Гомогенний каталіз найчастіше здійснюється внаслідок утворення нестійких проміжних продуктів. Багаторазово беручи участь у проміжній хімічній взаємодії між реагентами реакції, каталізатор після кожного циклу відновлює свій хімічний склад.

Каталізатор К має легко вступати у взаємодію з однією з реагуючих речовин, наприклад з А:

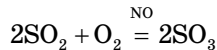


Як наслідок проміжна сполука АК має легко взаємодіяти з другою речовиною В з утворенням кінцевої сполуки АВ і вільного каталізатора К:



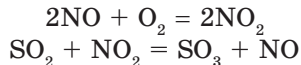
Таким чином, каталізатор К набуває свого первісного складу з одночасним утворенням сполуки АВ.

Прикладом такого типу реакцій є реакція окиснення сульфур(IV) оксиду до сульфур(VI) оксиду за наявності нітроген(II) оксиду як каталізатора:



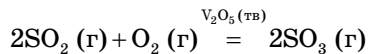
У разі відсутності останнього ця реакція не відбувається.

Механізм цієї реакції описують через утворення нестійкого проміжного продукту NO₂:



Як бачимо, по закінченні реакції склад каталізатора NO не змінюється, його молекули знову беруть участь у каталізі.

Гетерогенний каталіз. *Гетерогенні каталізатори* (як правило, тверді речовини) перебувають в іншій фазі, ніж реагенти та продукти реакції (газоподібні або рідкі):



Механізм гетерогенного каталізу зумовлений властивістю речовини (твердої або рідкої) поглинати поверхневим шаром

інші речовини з розчину або газової суміші. При цьому речовина, яка поглинається поверхнею каталізатора, не проникає в його глибину.

Як правило, прагнуть одержати твердий каталізатор з максимально великою поверхнею. Реагуючі речовини швидко поглинаються саме такою поверхнею. У результаті збільшується кількість активних молекул, тобто таких, у яких послаблюється міцність хімічних зв'язків та відбувається їх подальший перерозподіл. Як наслідок утворюються продукти каталітичної реакції, що надалі видаляються з поверхні каталізатора.

Основні поняття. Гомогенний каталіз. Гетерогенний каталіз.

Запитання та завдання



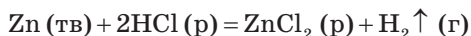
- °1. Що називають каталізом?
- °2. Які каталізатори називають позитивними, а які — негативними?
3. Чим гетерогенний каталіз відрізняється від гомогенного?
4. Як площа поверхні гетерогенного каталізатора може впливати на швидкість каталітичної реакції?
5. Роль каталізатора полягає у збільшенні чи зменшенні енергії молекул реагуючих речовин?
6. Чи взаємодіє каталізатор з вихідними речовинами і в чому полягає ця взаємодія?
7. Чому каталізатор не входить до рівняння хімічної реакції, хоча його склад відомий?
8. Наведіть приклади реакцій, які відбуваються з використанням каталізаторів: а) гомогенного; б) гетерогенного.
- *9. Каталізатори змінюють швидкість хімічних реакцій, через те що змінюється:
 - а) температура;
 - б) концентрація речовин;
 - в) кількість зіткнень молекул;
 - г) кількість активних молекул.

§ 45. Хімічна рівновага. Оборотні та необоротні реакції

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

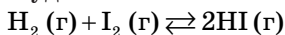
- що таке хімічна рівновага;
- як виражають закон діючих мас в оборотних системах;
- від чого залежить константа хімічної рівноваги.

Необоротні хімічні реакції за даних умов (температури, концентрації реагуючих речовин, тиску) відбуваються практично до кінця, тобто до повного витрачення будь-якої з реагуючих речовин:



Ця реакція відбувається лише в прямому напрямку, оскільки внаслідок пропускання водню крізь розчин цинк хлориду металічний цинк і хлоридна кислота не утворюються.

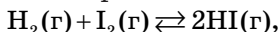
Оборотні хімічні реакції за даних умов одночасно відбуваються як у прямому, так і у зворотному напрямку. Прикладом оборотної реакції є взаємодія водню з газоподібним йодом за кімнатної температури в закритій посудині:



Але якщо закрити посудину заповнити газоподібним гідроген йодидом, то незабаром у ньому з'явиться фіолетова пара I_2 . Це є свідченням оборотної реакції:



Записуючи рівняння оборотних реакцій, знак рівності замінюють стрілками, що направлені в протилежних напрямках:



і, як правило, указують агрегатний стан речовини.

У разі оборотних реакцій швидкість прямої реакції спочатку перевищує швидкість оборотної реакції:

$$V_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} \cdot C(\text{H}_2) \cdot C(\text{I}_2)$$

Однак із часом швидкість прямої реакції зменшується, а зворотної — збільшується:

$$V_{\text{зв}} = k_{\text{зв}} C^2(\text{HI})$$

Стан системи реагуючих речовин, за якого швидкості прямої та зворотної реакції стають однаковими, називають **станом хімічної рівноваги**:

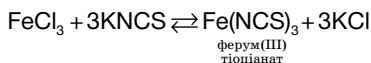
$$k_{\text{пр}} C(\text{H}_2) \cdot C(\text{I}_2) = k_{\text{зв}} C^2(\text{HI})$$

Демонстраційний дослід

Визначення оборотності хімічних реакцій

У чотири пробірки вносять по 5–10 крапель розведених розчинів ферум(III) хлориду FeCl_3 і калій тіоціанату KNCS або амоній тіоціанату NH_4NCS . Перемішують розчини склянкою паличкою. Усі пробірки ставлять у штатив. Одну з пробірок з розчином зберігають як контрольну, для порівняння.

У розчині відбувається оборотна реакція:



Унаслідок утворення ферум(III) тіоціанату розчин набуває червоного забарвлення.

У одну із пробірок мікрошпателем додають маленький кришталек ферум(III) хлориду, у другу — кришталек калій тіоціанату, а в третю — декілька кришталеків (2–3 мікрошпателі) калій хлориду. Порівняно з першою

пробіркою інтенсивність забарвлення розчину в другій та третій пробірках зростає, а в четвертій слабшає.

У зв'язку із цим зрозуміло, у якому напрямку зміщується рівновага досліджуваної реакції і як змінюється концентрація $\text{Fe}(\text{NCS})_3$ у 2, 3 і 4-й пробірках порівняно з його концентрацією в першій (контрольній) пробірці в разі додавання: а) ферум(III) хлориду; б) калій тіоціанату; в) калій хлориду.

Хімічна рівновага — це рівновага динамічна, оскільки в цьому стані реакція не припиняється, але співвідношення концентрацій реагуючих речовин залишається незмінним, тобто постійним. Тоді на основі рівності швидкостей прямої та зворотної реакції можна записати:

$$\frac{k_{\text{пр}}}{k_{\text{зв}}} = \frac{C^2(\text{HI})}{C(\text{H}_2) \cdot C(\text{I}_2)} = K_c,$$

де K_c — константа хімічної рівноваги, виражена через рівноважні концентрації реагуючих речовин (учасників реакції).

Рівноважні концентрації часто позначають у вигляді формул речовин, поміщених у квадратні дужки:

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]}$$

Одержане рівняння являє собою математичний вираз закону діючих мас відповідно до оборотних систем. Воно означає, що за умови встановлення рівноваги відношення добутку рівноважних концентрацій продуктів реакції до добутку рівноважних концентрацій вихідних речовин є величиною постійною. Ця величина залежить від температури та природи реагуючих речовин і не залежить від їхніх концентрацій.

А як впливають на хімічну рівновагу каталізатори — речовини, що змінюють швидкість хімічної реакції? Каталізатори не зміщують хімічну рівновагу, тому що вони однаково впливають на швидкість як прямої, так і зворотної реакції. За наявності каталізатора хімічна рівновага встановлюється швидше.

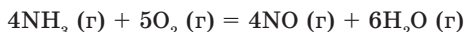
Основні поняття. Хімічна рівновага. Константа хімічної рівноваги.

Запитання та завдання



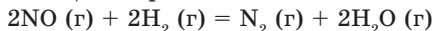
1. Які хімічні реакції називають оборотними, а які — необоротними? Наведіть приклади.
2. Який стан системи реагуючих речовин називають хімічною рівновагою?
3. Що таке константа хімічної рівноваги? Як її позначають? Від яких факторів вона залежить?

4. Як каталізатор впливає на стан хімічної рівноваги?
5. Вихідна концентрація амоніаку становила 2 моль/л, а кисню — 2,5 моль/л. Через 30 хв за певної температури реакції:



концентрація амоніаку зменшилася до 1,28 моль/л. Обчисліть швидкість і константу швидкості цієї реакції за законом діючих мас.

6. Вихідна концентрація нітроген(II) оксиду становила 9,6 моль/л, а водню — 9,8 моль/л. Через 36 хв за певної температури реакції:



концентрація нітроген(II) оксиду зменшилася до 4,8 моль/л. Обчисліть швидкість і константу швидкості цієї реакції за законом діючих мас.

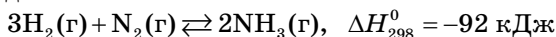
§ 46. Вплив різних чинників на стан хімічної рівноваги. Принцип Ле Шательє

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- що станеться з рівноважною системою, якщо зрушити її рівновагу;
- як, знаючи вплив різних чинників на перебіг оборотної реакції, збільшити її швидкість у потрібному напрямку.

Зміна умов (температури, концентрації, тиску), за яких система перебуває в стані хімічної рівноваги ($V_{\text{пр}} = V_{\text{зв}}$), спричиняє порушення стану хімічної рівноваги.

Розглянемо вплив зазначених чинників на процес зміщення хімічної рівноваги під час реакції утворення амоніаку внаслідок взаємодії водню з азотом:



Вплив концентрації. Зі збільшенням у рівноважній системі концентрації вихідних речовин, у цьому випадку водню й азоту, збільшується швидкість прямої реакції, тому рівновага зміщується вправо, тобто в напрямку утворення амоніаку. У тому самому напрямку зміщується рівновага і в разі зменшення концентрації амоніаку.

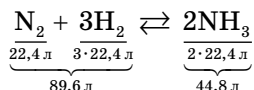
Зі зменшенням у рівноважній системі концентрації водню або азоту або зі збільшенням концентрації амоніаку прискорюється зворотна реакція, тобто рівновага зміщується вліво.

Вплив температури. Термохімічне рівняння реакції утворення амоніаку свідчить, що в прямому напрямку вона відбувається з виділенням тепла, тобто є екзотермічною. Зворотна реакція в такому разі буде ендотермічною.

Для збільшення виходу амоніаку, тобто зміщення рівноваги вправо, а отже, у напрямку утворення амоніаку, систему реагуючих речовин необхідно охолоджувати. І навпаки, для зміщення рівноваги вліво, у бік термічного розкладання амоніаку, температуру в системі реагуючих речовин треба підвищувати.

Вплив тиску. Тиск впливає на зміщення хімічної рівноваги в системі реагуючих речовин якщо хоча б один із вихідних реагентів або продуктів реакції є газоподібною речовиною. Коли всі речовини, як вихідні, так і кінцеві, є газами, зміна тиску впливає на рівновагу системи, оскільки є різниця між об'ємами речовин, що вступають у реакцію та утворюються внаслідок реакції.

У нашому випадку в реакцію вступають чотири умовні об'єми речовин — один об'єм азоту та три об'єми водню, а утворюються лише два умовні об'єми амоніаку, згідно з коефіцієнтами в рівнянні реакції. Отже, пряма реакція відбувається зі зменшенням об'єму, а зворотна — зі збільшенням, тобто за стандартних умов:



Таким чином, підвищення тиску в замкненій реакційній системі спричиняє прискорення прямої реакції: рівновага зміщується зліва направо, тобто в бік утворення амоніаку, і навпаки.

Аналізуючи закономірність впливу зміни зовнішніх умов на перебіг оборотних хімічних реакцій, французький учений А. Л. Ле Шательє у 1884 р. сформулював *принцип зміщення рівноваги хімічних процесів*:

якщо на систему реагуючих речовин, що перебуває в стані хімічної рівноваги, впливати ззовні, то рівновага зміщується в тому напрямку, що послаблює ефект зовнішнього впливу.

Основні поняття. Принцип Ле Шательє.

Анрі Луї Ле Шательє (1850–1936)

Французький фізико-хімік. У 1884 р. Ле Шательє сформулював загальний принцип зміщення хімічної рівноваги, який тепер називають його ім'ям. У 1907 р. став членом Паризької академії наук. Найвидатніші його роботи присвячені дослідженню впливу тиску й температури на зміщення хімічної рівноваги.



Запитання та завдання



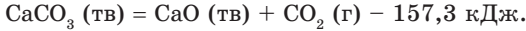
1. Як впливає на стан хімічної рівноваги зміна: а) концентрацій вихідних речовин і продуктів реакції; б) температури процесу та тиску в системі реагуючих речовин?
2. У чому полягає суть принципу Ле Шательє? Як його формулюють?
3. Гомогенну реакцію за участі газоподібних речовин можна описати рівнянням $2A + B \rightleftharpoons 2C + \Delta H$. У який бік зміститься рівновага, якщо тиск підвищити; температуру підвищити?
 - а) Вправо, вліво;
 - б) вправо, вправо;
 - в) вліво, вправо;
 - г) вліво, вліво.
4. У який бік зміститься рівновага реакції
$$2A(\text{тв}) + B(\text{р}) \rightleftharpoons 2C(\text{г}) + D(\text{р}) + \Delta H,$$
якщо тиск підвищити; температуру знизити?
 - а) Вліво, вліво;
 - б) вліво, вправо;
 - в) вправо, вліво;
 - г) вправо, вправо.
5. Як каталізатори впливають на зміщення рівноваги?
 - а) Впливають, проте слабо;
 - б) збільшують вихід продукту реакції;
 - в) не впливають;
 - г) позитивні каталізатори зміщують рівновагу вправо, а негативні (інгібітори) — вліво.
6. Щоб швидкість хімічної реакції $2\text{H}_2\text{S}(\text{г}) + \text{SO}_2(\text{г}) = 3\text{S}(\text{тв}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{р})$ зросла в 4 рази, концентрацію гідроген сульфїду треба збільшити:
 - а) у 4 рази;
 - б) 6 разів;
 - в) 2 рази;
 - г) 3 рази?
- *7. Швидкість хімічної реакції $\text{H}_2(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) = 2\text{HCl}(\text{г})$ зі збільшенням концентрації вихідних речовин у 5 разів зросте:
 - а) у 16 разів;
 - б) 9 разів;
 - в) 25 разів;
 - г) 36 разів?
- *8. Швидкість хімічної реакції $4\text{Fe}(\text{тв}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{тв})$ зі збільшенням тиску в системі в 6 разів зросте:
 - а) у 118 разів;
 - б) 169 разів;
 - в) 240 разів;
 - г) 216 разів?

Тестові завдання

1. Установіть відповідність між взаємодією речовин або процесом, які позначено цифрою, і типом реакції, що позначений буквою:

1 у розчин купрум(II) хлориду занурили залізний цвях	А окисно-відновна реакція
2 натрій оксид реагує з карбон(IV) оксидом	Б реакція обміну
3 магній оксид реагує із сульфатною кислотою	В реакція розкладу
4 розкладання нітратної кислоти	Г реакція сполучення Г' реакція заміщення

2. Термохімічне рівняння реакції розкладу кальцій карбонату:



Обчисліть кількість теплоти, необхідної для одержання 69,21 л (н. у.) карбон(IV) оксиду.

- А 475 кДж
- Б 486 кДж
- В 469 кДж
- Г 498 кДж

3. Термохімічне рівняння реакції згоряння водню в кисні:



Обчисліть кількість теплоти, що виділиться в результаті згоряння водню об'ємом 16,88 л (н. у.).

- А 215,1 кДж
- Б 209,7 кДж
- В 229,4 кДж
- Г 238,5 кДж

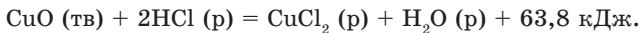
4. Термохімічне рівняння реакції утворення ферум(II) сульфїду:



Обчисліть кількість теплоти, що виділиться, якщо прореагує 8,4 г заліза.

- А 12,8 кДж
- Б 14,4 кДж
- В 13,5 кДж
- Г 15,1 кДж

5. Термохімічне рівняння реакції:



Обчисліть кількість теплоти, що виділиться під час розчинення 120 г купрум(II) оксиду в хлоридній кислоті.

- А 71,5 кДж
- Б 87,8 кДж
- В 79,4 кДж
- Г 95,7 кДж

6. Обчисліть тепловий ефект реакції (значення якого наведіть у її термохімічному рівнянні) утворення натрій гідроксиду внаслідок взаємодії натрій оксиду масою 15,5 г з водою, яке супроводжується виділенням 213 кДж теплоти.

- А $\Delta H_{\text{р-ції}} = -914,8 \text{ кДж}$
- Б $\Delta H_{\text{р-ції}} = -769,4 \text{ кДж}$
- В $\Delta H_{\text{р-ції}} = -853,6 \text{ кДж}$
- Г $\Delta H_{\text{р-ції}} = -619,7 \text{ кДж}$

7. Обчисліть тепловий ефект реакції (значення якого наведіть у її термохімічному рівнянні) утворення гідроген хлориду масою 27 г унаслідок взаємодії хлору з воднем, яке супроводжується виділенням 34,18 кДж теплоти.
- А $\Delta H_{\text{р-ції}} = -92,4$ кДж
 Б $\Delta H_{\text{р-ції}} = -172,4$ кДж
 В $\Delta H_{\text{р-ції}} = -153,7$ кДж
 Г $\Delta H_{\text{р-ції}} = -168,9$ кДж
8. Обчисліть тепловий ефект реакції (значення якого наведіть у її термохімічному рівнянні) термічного розкладання купрум(II) карбонату на купрум(II) оксид і карбон(IV) оксид об'ємом 5,6 дм³ (н. у.), якщо при цьому було витрачено 11,1 кДж теплоти.
- А $\Delta H_{\text{р-ції}} = 44,4$ кДж
 Б $\Delta H_{\text{р-ції}} = 33,3$ кДж
 В $\Delta H_{\text{р-ції}} = 55,5$ кДж
 Г $\Delta H_{\text{р-ції}} = 22,2$ кДж
9. Обчисліть тепловий ефект реакції (значення якого наведіть у її термохімічному рівнянні) утворення цинк сульфід масою 29,1 г унаслідок взаємодії цинку із сіркою, якщо при цьому виділилося 62,7 кДж теплоти.
- А $\Delta H_{\text{р-ції}} = -238$ кДж
 Б $\Delta H_{\text{р-ції}} = -219$ кДж
 В $\Delta H_{\text{р-ції}} = -201$ кДж
 Г $\Delta H_{\text{р-ції}} = -188$ кДж
10. Швидкість хімічної реакції обчислюють за рівнянням:
- А $V = \Delta t / \Delta C$
 Б $V = C_2 - C_1$
 В $V = C - t$
 Г $V = \Delta C / \Delta t$
11. Швидкість реакції збільшується в результаті нагрівання та збільшення концентрації реагуючих речовин. Ці правила виконуються:
- А найчастіше
 Б у разі збільшення тиску
 В завжди
 Г за нормальних умов
12. Швидкість гетерогенної хімічної реакції зі збільшенням площі поверхні реагентів:
- А не зміниться
 Б зросте
 В незначно зміниться
 Г знизиться

13. У разі одночасного підвищення температури на 10 °С та зменшення концентрації однієї з речовин у 3 рази швидкість гомогенної реакції, скоріш за все:

- А спочатку зросте, потім зменшиться
- Б зменшиться
- В зросте
- Г не зміниться

14. Швидкість хімічної реакції $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}_2(\text{г})$ у результаті збільшення концентрації вихідних речовин у 4 рази зросла:

- А у 36 разів
- Б у 8 разів
- В у 64 рази
- Г у 16 разів

15. Установіть відповідність між формулою, позначеною цифрою, і назвою величини чи закону, позначеною буквою:

1 $V_{\text{сеп}} = \pm \frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta t}$

А закон Гесса

2 $V = k \cdot C^a(\text{А}) \cdot C^b(\text{В})$

Б константа хімічної рівноваги

3 $V_{t_2} = V_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$

В закон діючих мас

4 $\frac{k_{\text{пр}}}{k_{\text{зв}}} = K_c$

Г правило Вант-Гоффа

Г' швидкість хімічної реакції

16. Швидкість хімічної реакції $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{SO}_3(\text{г})$ зі збільшенням концентрації кисню в 3 рази зросте:

- А у 27 разів
- Б у 9 разів
- В у 18 разів
- Г у 3 рази

17. Швидкість хімічної реакції $4\text{Fe}(\text{тв}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{тв})$ зі збільшенням тиску в системі в 6 разів зросте:

- А у 118 разів
- Б у 240 разів
- В у 169 разів
- Г у 216 разів

18. Вихідна концентрація карбон(II) оксиду становила 4,8 моль/л, а кисню — 2,8 моль/л. Через 16 хв за певних температурних умов проведення реакції $2\text{CO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{CO}_2(\text{г})$ концентрація карбон(II) оксиду зменшилася до 3,6 моль/л. Обчисліть швидкість цієї реакції за законом діючих мас:
- А $5,16 \cdot 10^{-4}$ моль/л·с
 - Б $7,05 \cdot 10^{-4}$ моль/л·с
 - В $6,25 \cdot 10^{-4}$ моль/л·с
 - Г $7,69 \cdot 10^{-4}$ моль/л·с
19. Вихідна концентрація водню становить 3,6 моль/л, а карбон(II) оксиду — 1,4 моль/л. Через 24 хв за певних температурних умов проведення реакції $3\text{H}_2(\text{г}) + \text{CO}(\text{г}) = \text{CH}_4(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г})$ концентрація водню зменшилася до 1,8 моль/л. Обчисліть швидкість цієї реакції за законом діючих мас:
- А $4,24 \cdot 10^{-4}$ моль/л·с
 - Б $5,24 \cdot 10^{-4}$ моль/л·с
 - В $4,86 \cdot 10^{-4}$ моль/л·с
 - Г $5,91 \cdot 10^{-4}$ моль/л·с
20. З підвищенням температури від 20 до 70 °С швидкість хімічної реакції, температурний коефіцієнт якої дорівнює 3, зростає:
- А у 221 раз
 - Б у 267 разів
 - В у 243 рази
 - Г у 289 разів
21. Температурний коефіцієнт реакції дорівнює 2, тому з підвищенням температури на 50 °С швидкість реакції зростає:
- А у 8 разів
 - Б у 16 разів
 - В у 64 рази
 - Г у 32 рази
22. З підвищенням температури на 50 °С швидкість реакції зростає в 1024 рази, тому що її температурний коефіцієнт γ дорівнював:
- А 3
 - Б 2
 - В 4
 - Г 3,6
23. Хімічна реакція, температурний коефіцієнт якої дорівнює 3, за температури 60 °С закінчується через 36 хв, а з підвищенням температури до 80 °С через:
- А 2 хв
 - Б 4 хв
 - В 3 хв
 - Г 5 хв

24. Якщо температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 4, то для зниження швидкості реакції в 64 рази необхідно знизити температуру на:

А 48 °С

Б 30 °С

В 64 °С

Г 52 °С

25. Каталізатор — це речовина, яка:

А підвищує швидкість реакції

Б змінює швидкість реакції, формально не беручи участі в ній

В спочатку підвищує швидкість хімічної реакції, а потім зменшує її

Г зменшує швидкість реакції

Найважливіше в розділі 4

Хімічні реакції за певними ознаками їхнього перебігу поділяють на такі:

а) реакції сполучення;

г) оборотні та необоротні;

б) реакції розкладу;

д) екзо- та ендотермічні;

в) реакції заміщення;

е) каталітичні та некаталітичні;

г) реакції обміну;

є) окисно-відновні реакції.

Найтипівіші відновники — метали, які стоять у витискувальному ряду до алюмінію включно. До найтипівіших окисників відносять як прості речовини: F_2 , Cl_2 , O_2 , S, так і складні: $KMnO_4$, H_2SO_4 (конц.), SO_3 , HNO_3 (розв. і конц.), NO_2 , $KClO_3$, $K_2Cr_2O_7$.

Усі хімічні перетворення завжди супроводжуються виділенням або поглинанням теплоти Q .

Закон збереження енергії для будь-якої хімічної реакції (процесу):

$$Q = (U_2 - U_1) + A = \Delta U + A,$$

де Q — теплота; U_2 і U_1 — внутрішня енергія відповідно кінцевого та вихідного стану системи; A — робота, яку виконує система проти всіх сил, що діють на неї (зовнішній тиск, сили поверхневого натягу тощо).

Внутрішня енергія складається з енергії поступального та обертального руху молекул, коливального руху атомів усередині молекул, руху електронів в атомах.

Робота за постійного тиску p дорівнює:

$$A = p (V_2 - V_1),$$

де V_2 і V_1 — кінцевий і вихідний об'єми речовини.

Теплота Q_p , підведена до системи, за постійного тиску:

$$Q_p = (U_2 - U_1) + p(V_2 - V_1) = (U_2 + pV_2) - (U_1 + pV_1)$$

Тепловий ефект, або ентальпія, системи

$$H = U + pV$$

Зміна ентальпії $Q_p = H_2 - H_1 = \Delta H$ продуктів реакції порівняно з ентальпією вихідних речовин у процесі, що відбувається за постійного тиску, чисельно дорівнює підведеній або виділеній теплоті, тобто тепловому ефекту реакції. Зміну ентальпії записують у вигляді ΔH_{298}^0 , де верхній індекс 0 означає, що тепловий ефект реакції утворення будь-якої речовини віднесено до тиску 101,325 кПа, а нижній — температуру 298 К (25 °С).

Теплові ефекти реакцій визначають за стандартних умов $p = 101,325$ кПа та 298 К і вказують агрегатний стан (газоподібний (г), рідкий (р) чи твердий (тв)) реагентів та продуктів реакції.

Тепловий ефект хімічної реакції не залежить від шляху її перебігу, а залежить лише від природи та фізичного стану (твердого, рідкого, газоподібного) вихідних речовин і продуктів реакції. Цю закономірність називають законом Гесса.

Екзотермічними називають реакції, які відбуваються з виділенням теплоти, а ендотермічними — реакції, що супроводжуються поглинанням теплоти.

Рівняння хімічних реакцій, у яких наведено тепловий ефект реакції, називають термохімічними.

Учення про швидкість хімічної реакції називають хімічною кінетикою.

Швидкість хімічної реакції V визначається зміною концентрацій реагуючих речовин за одиницю часу, її вимірюють у моль/л·с.

Середню швидкість реакції в інтервалі часу від t_1 до t_2 визначають за формулою:

$$V_{\text{сеп}} = \pm \frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta t},$$

де C_1 та C_2 — молярна концентрація будь-якого учасника реакції (моль/л) у момент часу t_1 і t_2 відповідно (с). Знак «-» перед дробом відносять до концентрацій вихідних речовин, а знак «+» — до концентрацій продуктів реакції.

Закон діючих мас:

швидкість хімічних реакцій за постійної температури прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин у степенях їхніх стехіометричних коефіцієнтів у рівняннях реакцій.

Для реакції $aA + bB = dD$ закон математично виражають так:

$$V = k C^a(A) \cdot C^b(B),$$

де V — швидкість реакції, моль/л·с; k — коефіцієнт пропорційності, який називають константою швидкості реакції; $C(A)$ і $C(B)$ — молярні концентрації речовин A і B , моль/л; a і b — стехіометричні коефіцієнти в рівнянні реакції.

Правило Вант-Гоффа: з підвищенням температури на кожні 10 градусів швидкість більшості хімічних реакцій зростає у два-чотири рази:

$$V_{t_2} = V_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

де V_{t_1} і V_{t_2} — швидкості реакції відповідно за температур t_1 і t_2 ; γ — температурний коефіцієнт швидкості реакції, який з підвищенням температури на кожні 10 °С для більшості реакцій змінюється в межах від 2 до 4.

Хімічна взаємодія між частинками речовин (молекулами, атомами, йонами) відбувається лише тоді, коли ці частинки досягають певного енергетичного рівня — енергетичного бар'єру.

Частинки реагуючих речовин, запас енергії яких не нижчий за енергетичний бар'єр реакції, перебувають в особливому стані, у якому вже немає вихідних речовин, але ще немає і продуктів реакції. Його називають активованим комплексом.

Енергія активації реакції E_a — це енергія, необхідна для збудження атомів, йонів або молекул до енергії активованого комплексу.

Каталізатори — речовини, які змінюють швидкість хімічної реакції внаслідок багаторазової участі в проміжній хімічній взаємодії між реагентами, але після кожного циклу проміжної взаємодії відновлюють свій хімічний склад.

Прискорювальна дія каталізатора полягає в зменшенні енергії активації реакції.

Каталіз — це явище зміни швидкості хімічної реакції за наявності каталізатора.

Гомогенні каталізатори перебувають у тому самому агрегатному стані, що й реагенти та продукти реакції.

Гетерогенні каталізатори (як правило, тверді речовини) перебувають в іншому агрегатному стані, ніж реагенти та продукти реакції.

Необоротними хімічними реакціями називають реакції, які відбуваються до кінця, тобто до повного витрачання будь-якої з речовин-реагентів.

Оборотними хімічними реакціями називають реакції, які за даних умов здатні водночас відбуватися як у прямому, так і у зворотному напрямку.

Стан хімічної рівноваги — це стан системи реагентів, за якого швидкості прямої та зворотної реакцій стають однаковими.

Константа хімічної рівноваги K_c — це відношення добутку рівноважних концентрацій продуктів реакції до добутку рівноважних концентрацій вихідних речовин.

На стан хімічної рівноваги впливає зміна температури проведення реакції, тиску та концентрації як вихідних речовин, так і продуктів реакції.

Принцип Ле Шательє: якщо на систему реагуючих речовин, що перебуває в стані хімічної рівноваги, впливати ззовні, то рівновага зміщується в тому напрямку, який послаблює ефект зовнішнього впливу.

Найважливіші органічні сполуки

§ 47. Склад органічних сполук. Спільні й відмінні ознаки органічних і неорганічних речовин

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- що таке органічні сполуки;
- які елементи обов'язково входять до їхнього складу;
- за якими ознаками класифікують органічні сполуки.

Склад органічних сполук. На теперішній час із 25 мільйонів відомих сполук приблизно 96 % є *органічними*. У результаті повного згоряння таких сполук утворюються карбон(IV) оксид і вода. Отже, до складу органічних речовин входять такі елементи, як Карбон, Гідроген і, можливо, Оксиген. Унаслідок розкладання органічних сполук, що називають білками, утворюється амоніак. Отже, четвертим хімічним елементом у складі органічних речовин може бути Нітроген. Установлено, що органічні сполуки можуть мати у своєму складі атоми Фосфору, Сульфуру та галогенів. Названі хімічні елементи відносять до *елементів-органогенів*. Найпростіші органічні сполуки містять тільки два елементи — Карбон і Гідроген, тому їх називають *вуглеводнями*.

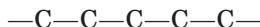
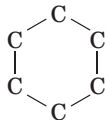
Розділ хімії, що вивчає вуглеводні та їхні похідні, називають *органічною хімією*. Властивості органічних речовин визначаються не тільки складом, а й будовою їхніх молекул.

Спільні й відмінні ознаки органічних і неорганічних речовин. Практично всі органічні сполуки складаються з молекул, тобто мають *молекулярну будову*. Тому для них характерні досить низькі температури плавлення та кипіння. Через це органічні сполуки подібно до деяких неорганічних за звичайних умов є газоподібними, рідкими або легкоплавкими твердими речовинами.

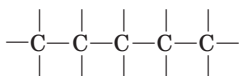
Однак, на відміну від багатьох неорганічних сполук, органічні речовини, як правило, горючі, а в результаті досить слабкого нагрівання навіть розкладаються. Здебільшого вони не розчиняються у воді, а розчинні у воді органічні речовини не проводять електричного струму. Отже, атоми в органічних сполуках сполучені між собою ковалентними неполярними або слабополярними хімічними зв'язками.

Класифікація органічних сполук. Поряд із класифікацією за складом органічні сполуки поділяють:

- *за будовою* так званого карбонового скелета на **циклічні** — ланцюг з атомів Карбону, замкнутий у цикл, та **ациклічні** (аліфатичні) — ланцюг з атомів Карбону, не замкнутий у цикл (префікс *a-* означає *заперечення*):



- *за кратністю хімічного зв'язку* на **насичені** — атоми Карбону сполучені між собою лише **одинарним** хімічним зв'язком — та **ненасичені** — атоми Карбону сполучені між собою **подвійним** або **потрійним** хімічним зв'язком:



- *за наявністю певних функціональних груп* атомів (наприклад, $-\text{OH}$, $-\text{COOH}$, $-\text{NH}_2$), тобто груп, що визначають властивості органічних сполук, **на класи**: їх називають відповідно класом спиртів, карбонових кислот, амінів та ін.

Значення органічних сполук. Органічні сполуки відіграють значну роль у природі, тому що життя на Землі пов'язане саме з їхнім виникненням. Величезне значення вони мають і в житті людини. Це стосується органічних речовин як природного походження, так і штучного. Вони є основою харчових продуктів, різних видів палива, лікарських препаратів, мийних засобів тощо. З них виробляють барвники, конструкційні матеріали, засоби захисту рослин, добрива та ін.).

Основні поняття. Елементи-органогени. Насичені та ненасичені, циклічні й ациклічні органічні сполуки.

Запитання та завдання



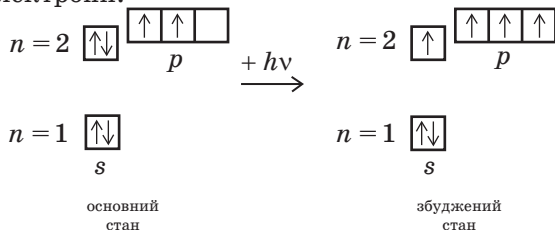
1. Яку частку з відомих на теперішній час речовин становлять органічні сполуки?
2. Які з елементів Періодичної системи відносять до елементів-органогенів?
3. Укажіть органічні кислоти: карбонатна, сульфатна, етанова, ортофосфатна, хлоридна, щавлева, сульфідна, фторидна, лимонна, метасилкатна.
4. Яку будову — атомну, йонну чи молекулярну — мають органічні сполуки?
5. Який тип хімічного зв'язку реалізується в молекулах органічних сполук? Якими фізичними властивостями можна це підтвердити?
6. Чим насичені органічні сполуки відрізняються від ненасичених?

§ 48. Особливості будови атома Карбону

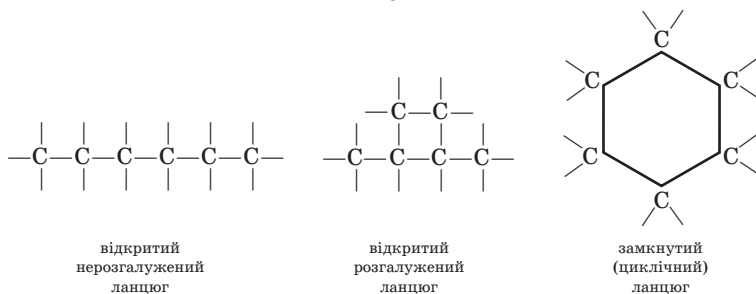
У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- яку валентність завжди має атом Карбону в органічних сполуках;
- що таке карбоновий скелет і яким він буває;
- якою формулою виражають будову органічної сполуки.

Будова атома Карбону. Особливості будови атома Карбону полягають у тому, що в *основному* (нормальному) стані він має два неспарені електрони, а в *збудженому* стані, у який він переходить у результаті поглинання світлової або теплової енергії, — чотири неспарені електрони:



В органічних речовинах атоми Карбону є чотиривалентними. Вони сполучаються один з одним, утворюючи «каркас» молекули, який називають *карбовим скелетом*, або *карбовим ланцюгом*. Ланцюги бувають *відкритими* (нерозгалуженими, або нормальними, і розгалуженими), а також *замкнутими* (циклічними):

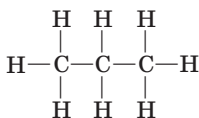


Другою важливою особливістю атомів Карбону, що входять до складу органічних сполук, є їхня спроможність утворювати хімічні зв'язки між собою — одинарні, подвійні та потрійні:

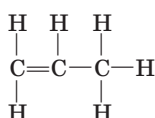


Ці властивості атомів Карбону зумовлюють велику різноманітність органічних сполук. Проте вони мають і деякі спільні властивості.

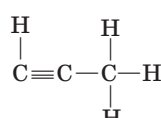
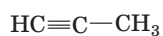
Структурні формули. Кожна органічна речовина має тільки її притаманну будову, яку виражають лише однією *структурною формулою*. Останню записують у скороченій формі, де зв'язки з атомами Карбону позначають валентними рисками, або в розгорнутій формі, де зображують усі хімічні елементи та всі хімічні зв'язки. Склад молекул пропану, пропену та пропіну відповідно в скороченій та розгорнутій формах можна подати в такому вигляді:



пропан



пропен

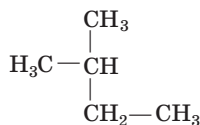


пропін

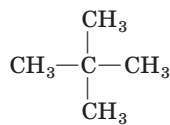
За допомогою структурних формул можна передати лише послідовність сполучення атомів у молекулі тієї чи іншої речовини, але не розміщення їх у просторі:



пентан



2-метилбутан



2,2-диметилпропан

Основні поняття. Основний і збуджений стан атома Карбону. Карбонівий скелет. Розгалужений, нерозгалужений і циклічний ланцюги. Структурна формула.

Заяпитання та завдання



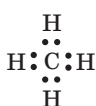
- °1. Який стан атома Карбону називають основним? Як привести атом Карбону в збуджений стан?
- °2. Якими властивостями Карбону зумовлена різноманітність органічних речовин?
- °3. Яку валентність виявляє атом Карбону в органічних сполуках?
4. Що називають карбонівим ланцюгом молекули органічної речовини? Наведіть приклади відкритого та замкнутого ланцюга молекули із шести атомів Карбону.
5. Що можна передати за допомогою структурної формули органічної речовини: послідовність сполучення атомів у молекулі чи їхнє розміщення в просторі?
- *6. Подайте склад молекули бутану C_4H_{10} у вигляді структурної формули, зображеної в скороченій і розгорнутій формах.
- *7. Визначте ступінь окиснення атома Карбону в органічних сполуках CH_3OH , C_2H_2 , CH_4 , HCOOH , C_3H_8 .

§ 49. Метан: молекулярна, електронна і структурна формули, поширення у природі

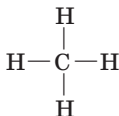
У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- що таке гомологічний ряд і гомологічна різниця;
- якою є загальна формула гомологічного ряду алканів;
- як складають назви алканів.

Метан (рудниковий, або болотний, газ) має молекулярну формулу CH_4 . Його електронна та структурна формули, а також модель молекули у формі тетраедра мають такий вигляд:



електронна
формула



структурна
формула



модель
молекули

Метан — безбарвний газ, без запаху, погано розчинний у воді, легший за повітря. Назву «болотний газ» метан одержав через те, що він утворюється під час гниття рослинних залишків на дні болот без доступу повітря. Метан є основою атмосфери Сатурна, Юпітера та його супутника Титана.

Метан є першим, найпростішим представником *гомологічного* (від грец. *однаковий*) *ряду алканів*, або *насичених вуглеводнів*. Починаючи з метану CH_4 , можна побудувати ряд сполук, у якому кожен наступний член відрізнятиметься від попереднього на одну групу атомів $-\text{CH}_2-$. Останню називають *метиленовою групою*, або *гомологічною різницею*.

Гомологи — це сполуки, які мають однотипну будову та близькі хімічні властивості, але відрізняються кількістю груп $-\text{CH}_2-$.

У ряду алканів, тобто насичених органічних сполук, атоми Карбону сполучені між собою тільки простими (одинарними) хімічними зв'язками, інші їхні валентності насичені атомами Гідрогену. Вони утворюють гомологічний ряд із загальною формулою $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$, тобто ряд насичених вуглеводнів з відкритим ланцюгом, де n — натуральне число 1, 2, 3 і т. д., що відображає кількість атомів Карбону в молекулі алкану.

Склад і назви перших 10 членів гомологічного ряду алканів, або ряду метану, подано в таблиці 9.

Назви перших чотирьох членів гомологічного ряду алканів — метан, етан, пропан, бутан — є історичними. Назви інших алканів з нерозгалуженим ланцюгом складають із грецької або латинської

Назви, молекулярні та структурні формули алканів

Число атомів Карбону, n	Формули		Назви
	молекулярні	структурні (скорочені)	
1	CH_4	CH_4	Метан
2	C_2H_6	CH_3-CH_3	Етан
3	C_3H_8	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	Пропан
4	C_4H_{10}	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	Бутан
5	C_5H_{12}	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	Пентан
6	C_6H_{14}	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	Гексан
7	C_7H_{16}	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	Гептан
8	C_8H_{18}	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	Октан
9	C_9H_{20}	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	Нонан
10	$\text{C}_{10}\text{H}_{22}$	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	Декал

назви числівника, яка відповідає кількості атомів Карбону в ланцюзі, з додаванням суфікса *-ан*. Так, грецька назва числівника 6 — *гекса*, тому вуглеводень C_6H_{14} має назву *гексан*.

Із структурних формул алканів (табл. 9) видно, що вони мають нерозгалужений ланцюг, тому іноді, наприклад, C_6H_{14} ще називають *n-гексаном*.

Основні поняття. Гомологічний ряд. Гомологічна різниця. Алкани.

Заяпитання та завдання



1. Чому метан називають болотним газом?
2. Яка молекулярна, електронна та структурна формула метану? Яку геометричну форму має його молекула?
3. Що таке гомологічна різниця? Яка її формула? На що вона вказує?
4. Яка загальна формула гомологічного ряду алканів? Як утворюють назви членів гомологічного ряду алканів?
5. Із молекулярних формул органічних речовин C_7H_{16} , C_6H_{12} , C_9H_{18} , C_4H_{10} , C_5H_{12} , C_7H_{12} , C_3H_8 , C_6H_6 , C_8H_{18} виберіть ті, що відповідають алканам.
6. Який склад і назву має вуглеводень ряду метану із числом атомів Карбону, що дорівнює 8? Яка його структурна формула?
- *7. Складіть молекулярні формули алканів, у молекулах яких:
а) 11 атомів Карбону; б) 20 атомів Гідрогену; в) 32 атоми Гідрогену.
- *8. Обчисліть відносну густину метану: а) за воднем; б) за повітрям.
9. Насичений вуглеводень масою 18 г містить 3 г Гідрогену. Установіть молекулярну формулу цього вуглеводню.
10. Обчисліть масову частку Карбону: а) у метані; б) у пропані. Як змінюється масова частка Карбону в алканах зі збільшенням числа атомів Карбону в молекулі?
11. Обчисліть масу водню, яка витрачається на утворення 32 г метану із простих речовин.
12. Обчисліть масу кисню, що прореагував з метаном, якщо утворився вуглекислий газ об'ємом 67,2 л (н. у.).

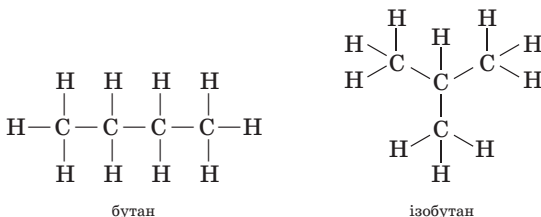
§ 50. Ізомерія: складання формул ізомерів. Моделі молекул. Значення моделювання в хімії

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- що таке ізомери і чим вони відрізняються один від одного;
- яких форм набуває карбоновий ланцюг;
- як карбоновий ланцюг зображують у моделях;
- як складають формули ізомерів.

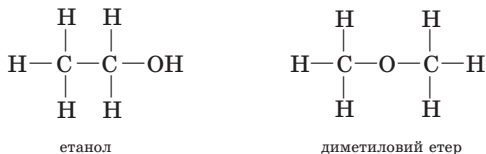
Що таке ізомерія. Ізомерія — це явище існування речовин з однаковим якісним і кількісним складом (і, як наслідок, відносною молекулярною масою), але таких, що відрізняються будовою, а отже, і властивостями.

Так, у гомологічному ряду алканів, починаючи з бутану, порядок розташування атомів у молекулі може бути у вигляді прямого (бутан) або розгалуженого (ізобутан) ланцюга:



Бутан з нерозгалуженим ланцюгом атомів Карбону називають *нормальним*, а з розгалуженим — *ізомерним*. Ці речовини відрізняються лише фізичними властивостями (температурами плавлення та кипіння).

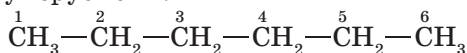
Якщо ізомери є представниками різних класів органічних сполук, наприклад етанол і диметилевий етер, то вони відрізняються не лише фізичними, а й хімічними властивостями.



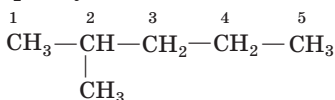
Зі зростанням кількості атомів Карбону кількість ізомерів збільшується. Так, метан, етан і пропан не мають ізомерів. Бутан існує у вигляді двох ізомерів, пентан (C_5H_{12}) — трьох, гексан (C_6H_{14}) — п'яти, октан (C_8H_{18}) — вісімнадцяти, декан ($\text{C}_{10}\text{H}_{22}$) — сімдесяти п'яти, а ейкозан ($\text{C}_{20}\text{H}_{42}$) — у вигляді 366 319 ізомерів.

Складання формул ізомерів алканів. Структурні формули, наприклад, гексану C_6H_{14} можна скласти в такій послідовності:

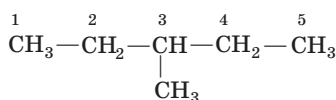
- записуємо формулу гексану з нерозгалуженим ланцюгом атомів Карбону та нумеруємо їх:



- скорочуємо довжину карбонового ланцюга гексану на один атом Карбону:



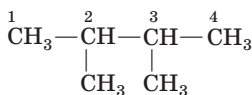
2-метилпентан



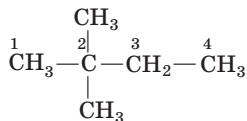
3-метилпентан

Як бачимо, метильна група $-CH_3$ приєднується до 2-го або 3-го з п'яти атомів Карбону нерозгалуженого ланцюга, тому сполука отримує назву відповідно 2- чи 3-метилпентан, де цифри вказують на номер атома Карбону;

- скорочуємо довжину карбонового ланцюга на два атоми Карбону:



2,3-диметилбутан

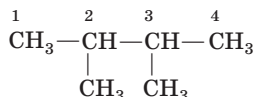


2,2-диметилбутан

Тут дві метильні групи $-CH_3$, отже, у назві з'являється префікс *ди-*, а цифри вказують, до яких за порядком атомів Карбону в ланцюзі приєдналася ця група.

Отже, як утворюють назви ізомерів алканів? Щоб дати назву ізомеру, виконують такі дії:

- 1) вибирають найдовший нерозгалужений ланцюг атомів Карбону:



- 2) називають насичений вуглеводень, що відповідає такому ланцюгу, — у цьому випадку бутан, оскільки нерозгалужений ланцюг містить чотири атоми Карбону;

- 3) положення замісників атомів Гідрогену в бічних ланцюгах позначають номером атома Карбону, біля якого перебуває замісник (у цьому випадку два метильні радикали $-CH_3$ біля 2-го та 3-го атомів Карбону). У результаті маємо таку назву вуглеводню: 2,3-диметилбутан.

Створення моделей молекул органічних сполук. Наведені структурні формули ізомерів гексану вказують на певну послідовність сполучення атомів у молекулі, але не відображають її просторової будови, зокрема не дають уявлення про величину валентних кутів. Відомо, наприклад, що кути між зв'язками С—С у молекулі гексану дорівнюють $109,5^\circ$. У наведеній вище структурній формулі н-гексану показано, що цей кут начебто дорівнює 180° . У дійсності карбоновий ланцюг молекул насичених вуглеводнів має не лінійну, а зигзагоподібну будову. Останню передають у вигляді кулестрижневих моделей, наприклад (рис. 38):

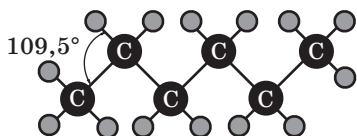


Рис. 38. Кулестрижнева модель молекули н-гексану

Кулестрижневі моделі вуглеводнів є спрощеними й не дають уявлення про відносні розміри атомів і відстані між ядрами. Тому використовують також масштабні моделі вуглеводнів, у яких атоми зображують у вигляді кульок, сплюснених відповідно до відстаней між їхніми ядрами (рис. 39):

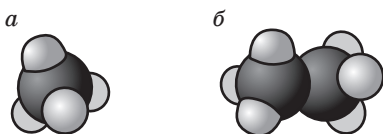


Рис. 39. Масштабні моделі молекул:
а — метану CH_4 ; б — етану C_2H_6

Масштабні моделі дають уявлення про просторове розміщення атомів у молекулі органічної речовини.

Демонстраційний дослід

Моделі молекул вуглеводнів

У кулестрижневих моделях кульками зображують ядра атомів, а стрижнями показують напрямки у розташуванні хімічних зв'язків і величини валентних кутів. Моделі атомів з'єднують у молекули за допомогою з'єднувальних стрижнів різної довжини.

За міжнародними стандартами для моделей атомів хімічних елементів застосовують такі кольори: Карбон — чорний, Гідроген — білий, Оксиген — червоний, Нітроген — блакитний (синій), Сульфур — жовтий, Хлор — зелений.

Зробіть самостійно моделі молекул метану та етану.

Лабораторний дослід 14

Виготовлення моделей молекул вуглеводнів

• Виготовлення кулестрижневої моделі молекули метану

Візьміть одну чорну кульку й чотири білі, чотири пластмасові стрижні довжиною 35 мм. В отвори чорної кульки вставте стрижні, на вільні кінці насадіть білі кульки меншого діаметра — моделі атомів Гідрогену. Подібним способом можна виготовити кулестрижневі моделі молекул метану (рис. 40, а), етану (рис. 40, б) і пропану (рис. 40, в).

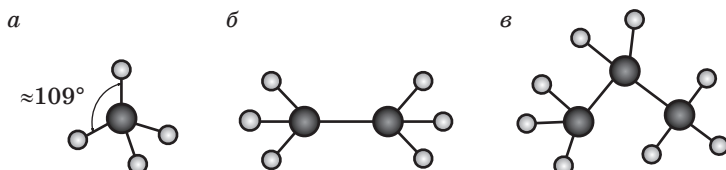


Рис. 40. Кулестрижневі моделі молекул:

а — метану; б — етану; в — пропану

За відсутності набору моделей атомів кулестрижневі моделі можна виготовити з пластиліну. У такому разі використовують чорний і білий або світлий пластилін і сірники, виготовляють білі кульки атомів Гідрогену діаметром приблизно 24 мм, а чорні кульки атомів Карбону — діаметром 36 мм, тобто в 1,5 раза більші від кульок атомів Гідрогену.

• Виготовлення масштабної моделі молекули метану

Спочатку з білого або світлого пластиліну виготовляють чотири кульки атомів Гідрогену діаметром 31 мм. Потім від кожної кульки відрізають сегмент (рис. 41, а).

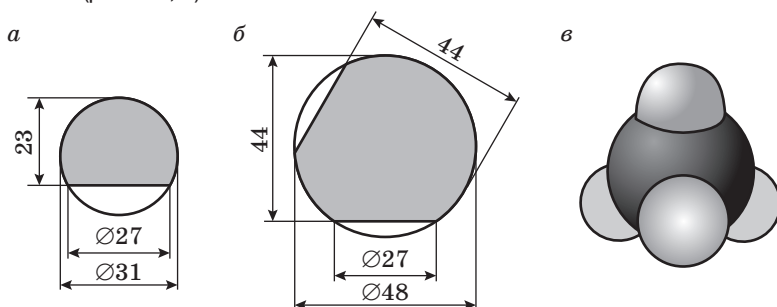


Рис. 41. Масштабні моделі:

а — атома Гідрогену; б — атома Карбону; в — молекули метану

З темного пластиліну виготовляють кульку атома Карбону діаметром 48,5 мм (рис. 41, б). На кульці роблять чотири рівновіддалені по кутах тетраедра позначки для з'єднувальних стрижнів. З боку позначок відрізають сегменти. У центри перерізу вставляють невеликі сірникові палички, на які надягають білі кульки атомів Гідрогену (рис. 41, в).

Основні поняття. Ізомерія. Кулестрижневі та масштабні моделі молекул.

Запитання та завдання



- Як називають явище існування речовин з однаковою відносною молекулярною масою, але різними властивостями?
 - Від чого залежить кількість ізомерів представників ряду алканів? Починаючи з якого гомолога ряду алканів спостерігається явище ізомерії?
 - Який ланцюг атомів Карбону в молекулах алканів називають нормальним, а який — розгалуженим, або ізомерним?
 - Чи відображають структурні формули ізомерів алканів просторову будову молекул? Чому?
 - Яка величина кутів між зв'язками С—С у молекулах алканів?
 - Яка з моделей карбонового ланцюга молекул алканів — кулестрижнева чи масштабна — більшою мірою спрощена? Чому?
 - Дайте визначення поняття «гомологічний ряд». Напишіть молекулярні та структурні формули алканів, які містять 6, 10, 13 і 15 атомів Карбону.
 - Який об'єм (н. у.) займатиме бутан: а) кількістю речовини 0,15 моль; б) масою 34,8 г?
 - Яку масу має пропан: а) об'ємом 17,92 л (н. у.); б) кількістю речовини 0,95 моль?
 - У якому алкані — гексані чи пентані — масова частка Карбону більша? Відповідь підтвердьте розрахунками.
- *11. Дайте назву алканам за наведеними нижче формулами:
- а $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH—CH}_3$ б $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3\text{—C—CH—CH}_3 \\ | \quad | \\ \text{CH}_3 \text{ CH}_3 \end{array}$ в $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3\text{—C—CH}_2\text{—CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$
- *12. Складіть структурні формули таких алканів:
а) 2,2,3-триметилгексану; б) 2,2-диметилпропану.
- *13. Складіть структурні формули всіх ізомерів, що відповідають молекулярній формулі: а) C_4H_{10} ; б) C_5H_{12} ; в) C_7H_{16} .

§ 51. Фізичні та хімічні властивості гомологів метану

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- чи відрізняються температури кипіння ізомерів алканів;
- у яких розчинниках розчиняються алкани;
- які реакції найхарактерніші для алканів;
- яка реакція відбувається за ланцюговим механізмом.

Фізичні властивості. Насичені вуглеводні з кількістю атомів Карбону в молекулі від одного до чотирьох — газоподібні речовини. Сполуки з кількістю атомів Карбону від C_5 до C_{17} — рідини, а з більшою кількістю — тверді речовини (табл. 10).

**Агрегатний стан і фізичні властивості
деяких представників гомологічного ряду метану**

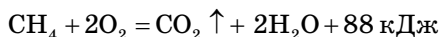
Формула	Назва	Агрегатний стан (н. у.)	Температура, °С	
			плавлення	кипіння
CH ₄	Метан	Газ	-189	-162
C ₂ H ₆	Етан	Газ	-172	-88
C ₃ H ₈	Пропан	Газ	-187	-42
C ₄ H ₁₀	Бутан	Газ	-138	-0,5
C ₅ H ₁₂	Пентан	Рідина	-132	36
C ₆ H ₁₄	Гексан	Рідина	-94,3	69
C ₇ H ₁₆	Гептан	Рідина	-90	98
C ₈ H ₁₈	Октан	Рідина	-56,5	124
C ₉ H ₂₀	Нонан	Рідина	-51	151
C ₁₀ H ₂₂	Декан	Рідина	-32	174

Починаючи з бутану C₄H₁₀ збільшення довжини карбонового ланцюга на один атом Карбону спричиняє підвищення температури кипіння вуглеводнів на 20–30 °С. Алкани з нерозгалуженим ланцюгом мають температуру кипіння вищу, ніж їхні розгалужені ізомери.

Молекули алканів неполярні, а отже, практично нерозчинні в полярному розчиннику — воді. Вони розчиняються тільки в неполярних або слабополярних органічних розчинниках (у бензені C₆H₆, хлороформі CH₃Cl).

У чистому вигляді алкани безбарвні й мають слабкий запах. Рідкі алкани — хороші розчинники.

Хімічні властивості. Гомологи метану горять на повітрі або в кисні з утворенням карбон(IV) оксиду та води, у яких атоми Карбону й Гідрогену мають максимальний ступінь окиснення відповідно +4 і +1. У результаті реакції *повного окиснення* виділяється значна кількість теплової енергії:

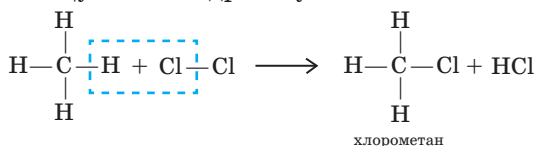


Це зумовлює використання метану — основної складової природного газу як газоподібного палива.

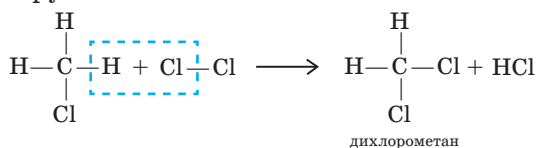
Для гомологів метану досить характерними є реакції заміщення, зокрема *галогенування*, тобто реакції, у яких атом Гідрогену заміщується атомом галогену. Якщо заміщення відбувається

атомом Хлору, реакцію називають **хлоруванням**. Як правило, перебіг цих реакцій потребує досить високих температур. Для здійснення процесу хлорування метану необхідно підтримувати температуру 250–400 °С, а також забезпечити яскраве освітлення.

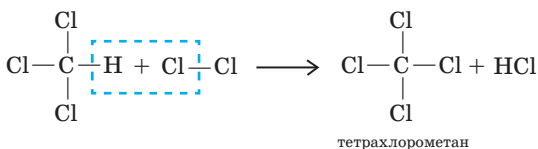
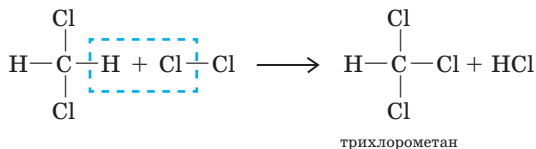
Реакція хлорування відбувається в декілька стадій. Спочатку атом Хлору заміщує атом Гідрогену:



Потім утворена молекула хлорометану взаємодіє з новою молекулою хлору:

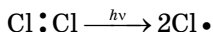


Далі дихлорометан CH_2Cl_2 вступає в реакцію заміщення з наступною молекулою хлору і т. д., поки всі атоми Гідрогену в молекулі метану не будуть заміщені на атоми Хлору:

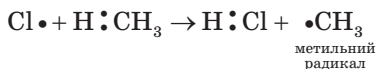


Отже, під час перебігу кількох стадій реакції утворюється суміш галогенопохідних вуглеводнів. Відповідно до кількості заміщених атомів Гідрогену в назвах використовують префікси *ди-*, *три-*, *тетра-*. Оскільки існують органічні сполуки з подвійним хімічним зв'язком, наприклад $\text{CH}_2=\text{CH}_2$, знак рівності в рівняннях реакцій замінюють стрілкою \rightarrow .

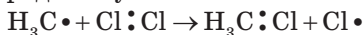
Реакції галогенування відбуваються і з іншими алканами. Такі реакції ще називають **ланцюговими**. Із цієї точки зору реакція починається з розпаду молекули Cl_2 на два атоми з неспареними електронами:



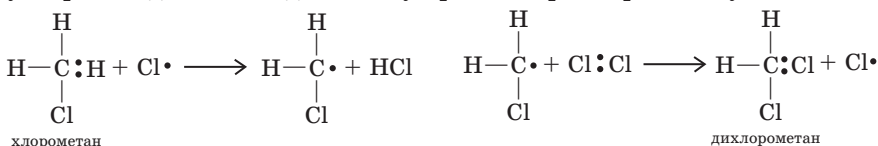
Далі радикал атакує зв'язок C—H у молекулі метану:



Метильний радикал атакує молекулу хлору з утворенням хлорометану та вільного радикалу Cl•:



Радикал Хлору атакує молекулу CH₄, і повторюються описані вище реакції. У міру накопичення в реакційному середовищі першого продукту реакції — хлорометану — він стає об'єктом атаки нового вільного радикалу Хлору. Таким чином, відбувається утворення ди-, а в подальшому три- і тетрахлорометану:



Демонстраційний дослід

Окиснення парафіну, визначення його якісного складу за продуктами окиснення

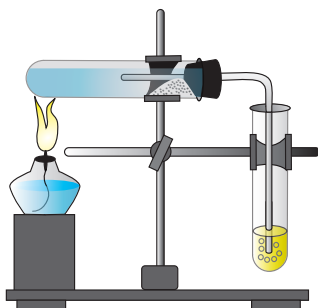


Рис. 42. Прилад для проведення реакції окиснення парафіну

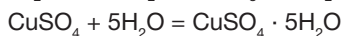
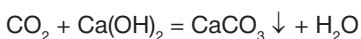
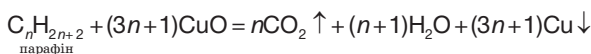
У суху пробірку висипають порошок купрум(II) оксиду масою 0,5 г і парафін масою 0,2 г. Потім пробірку із сумішшю злегка підігрівують для розплавлення парафіну, щоб речовини краще контактували.

Пробірку з реагентами закріплюють горизонтально в лапці штатива, вносять до неї безводний купрум(II) сульфат (сіль розміщують біля отвору пробірки). Пробірку закривають пробкою з газовідвідною трубкою, кінець якої занурюють у пробірку з вапняною водою Ca(OH)₂ об'ємом 2–3 мл.

Суміш спочатку прогрівають на слабкому полум'ї, а потім нагрівають інтенсивно. Спостерігають помутніння вапняної води та посиніння безводного купрум(II) сульфату. Це свідчить про наявність у парафіні атомів Карбону та Гідрогену.

Виймають газовідвідну трубку з вапняної води, припиняють нагрівання. Коли пробірка охолоне, виймають з неї купрум(II) сульфат та продукти

реакції, серед яких червона мідь. Перебіг хімічних реакцій, які відбулися в пробірці, можна описати такими рівняннями:



Демонстраційний дослід

Відношення насичених вуглеводнів до розчинів кислот, лугів, окисників

- **Добування метану з натрій етаноату та натрій гідроксиду**

Із цієї метою використовують прилад, який зображено на рис. 43.

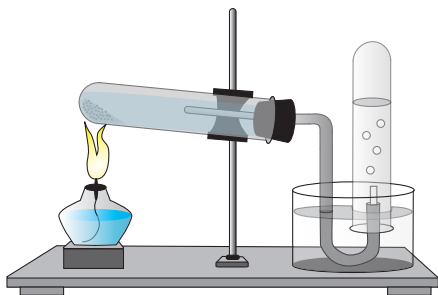
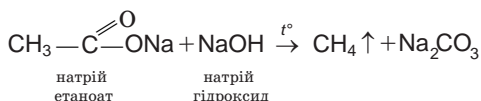


Рис. 43. Прилад для добування невеликих об'ємів метану

Перевіряють прилад на герметичність. На аркуш паперу насипають 1 частину натрій етаноату та 2 частини натрій гідроксиду, перемішують скляною паличкою і висипають у суху пробірку, ємність якої не перевищує 1/4 її вмісту. Закривають пробірку пробкою з газовідвідною трубкою, закріплюють у лапці штатива з нахилом убік пробки. Це роблять для того, щоб пробірка не тріснула при потраплянні на неї води, яка може виділитися з недостатньо прожарених натрій етаноату та натрій гідроксиду. Кінець газовідвідної трубки підводять під перевернуту догори дном пробірку з водою, яку вміщують у кристалізатор.

У штатив ставлять пробірки з хлоридною кислотою та розчинами (по 2–3 мл) калій перманганату й натрій гідроксиду.

Спочатку прогрівають у полум'ї спиртівки всю пробірку, а потім сильно нагрівають суміш на дні. При нагріванні полум'я спиртівки перемішують так, щоб нагрівалася вся суміш. Перевіряють, чи утворюється метан: кінець газовідвідної трубки занурюють у кристалізатор з водою і до бульбашок газу, що виділяється, підносять запалений сірник. Якщо газ спалахує, то метан утворюється і його можна збирати в пробірку:



- **Дослідження відношення метану до розчинів кислот, лугів, окисників**
Газовідвідну трубку з пробірки, заповненої метаном, занурюють по черзі в пробірки з хлоридною кислотою, розчинами натрій гідроксиду та калій перманганату. Ніяких змін у всіх трьох пробірках не спостерігається. Отже, метан не взаємодіє з речовинами цих класів.

Застосування метану та його гомологів. Усі наведені хлоропохідні метану широко застосовуються. Хлорометан використовують як розчинник, CH_2Cl_2 і CHCl_3 — у медицині, а CCl_4 — під час гасіння пожеж та як розчинник.

З насиченими вуглеводнями ми стикаємося практично на кожному кроці (рис. 44). Метан використовують як газоподібне паливо. Крім того, велику кількість метану високотемпературними реакціями перетворюють на сировину для одержання метилового спирту CH_3OH , синтетичного бензину, амоніаку тощо.

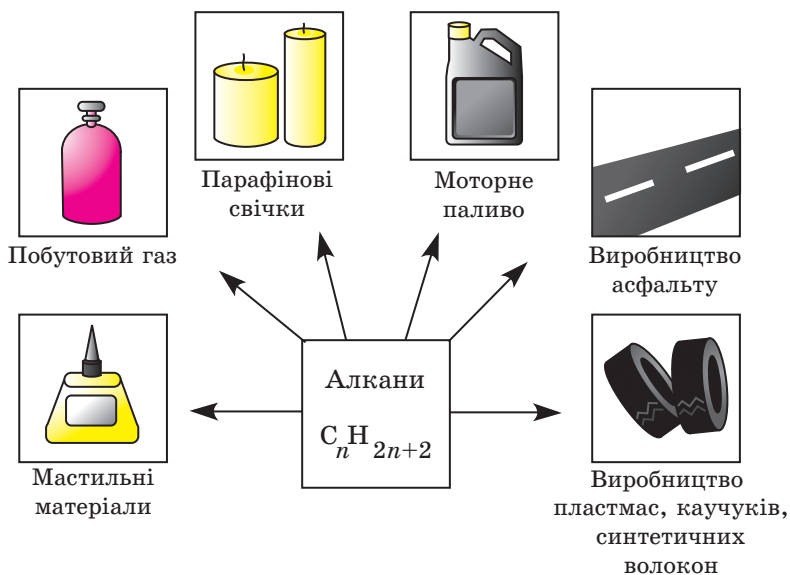


Рис. 44. Застосування насичених вуглеводнів

Похідні метану, зокрема хлороформ CHCl_3 , використовують для виготовлення мазей, препаратів проти шлункових розладів. Тетрахлорометан застосовують для виготовлення фарб.

Гомологи метану є найважливішими складовими моторного палива — бензину й гасу. Парафінові свічки — це суміш твердих алканів, а вазелін як основа для виготовлення мазей містить, поряд із твердими, рідкі алкани. Останні входять і до складу асфальту.

Основні поняття. Реакції повного окиснення й галогенування.

Запитання та завдання



1. Складіть молекулярну формулу алкану, який містить дев'ять атомів Карбону.
2. Як змінюються температури плавлення та кипіння алканів з підвищенням числа атомів Карбону в їхньому складі?
3. Складіть структурні формули всіх вуглеводнів складу C_7H_{16} .
4. Чому метан і його гомологи здатні вступати лише в реакції заміщення і не здатні вступати в реакції приєднання?
5. Які речовини можна одержати з метану? Де їх застосовують?
6. Який об'єм кисню (н. у.) необхідно витратити, щоб спалити 250 г бутану?
7. Який об'єм карбон(IV) оксиду (н. у.) утвориться в результаті згоряння 2 моль гептану?
8. Який об'єм (н. у.) гідроген хлориду утвориться внаслідок взаємодії метану з 112 л хлору, якщо будуть заміщені всі атоми Гідрогену в молекулі метану?
9. Який об'єм кисню (н. у.) треба витратити для спалювання суміші, що складається з 2 л етану та 0,5 л пропану?
10. Який об'єм карбон(IV) оксиду (н. у.) утвориться внаслідок спалювання суміші, що складається з 3 л етану та 2 л бутану?
11. Визначте відносну густину за воднем: а) бутану; б) гексану.
12. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення: $CH_4 \rightarrow CH_3Cl \rightarrow CH_2Cl_2 \rightarrow CHCl_3 \rightarrow CCl_4$. Дайте назви наведеним речовинам.
13. Складіть рівняння реакції повного окиснення пропану. Який об'єм кисню потрібен для спалювання 20 л (н. у.) пропану? Який об'єм вуглекислого газу при цьому утвориться?
14. Складіть рівняння реакції повного згоряння етану. Який об'єм кисню потрібен для спалювання етану об'ємом 11,2 л (н. у.)? Який об'єм (н. у.) вуглекислого газу при цьому утвориться?
15. Насичений вуглеводень масою 29 г містить 5 г Гідрогену. Визначте формулу цього вуглеводню.

§ 52. Етен та етин: молекулярні, електронні та структурні формули, фізичні й хімічні властивості

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- що таке ненасичені вуглеводні;
- яка реакція є якісною на алкени й алкіни.

Склад молекул. Етен (етилен) та етин (ацетилен) є першими представниками ненасичених вуглеводнів, у молекулах яких атоми Карбону сполучені між собою кратними зв'язками. Так, у молекулі етену та його гомологів кратність зв'язку між атомами Карбону дорівнює 2, у молекулі етину та його гомологів — 3 (рис. 45).

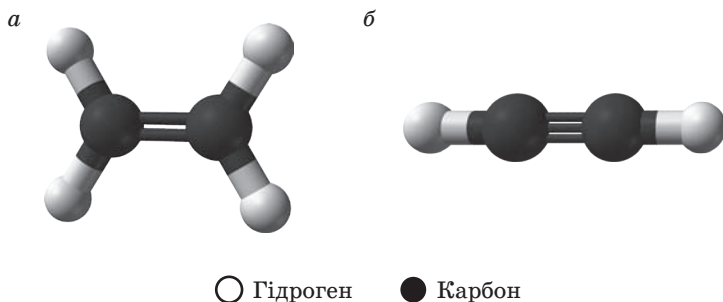
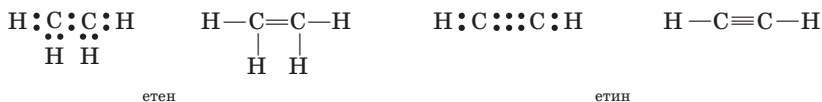


Рис. 45. Кулестрижневі моделі молекул:
а — етену; б — етину

Молекулярні формули цих вуглеводнів подають як C_2H_4 — етен і C_2H_2 — етин. Їхні електронні та структурні формули можна зобразити відповідно так:

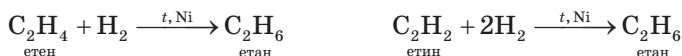


Хімічні властивості етену й етину

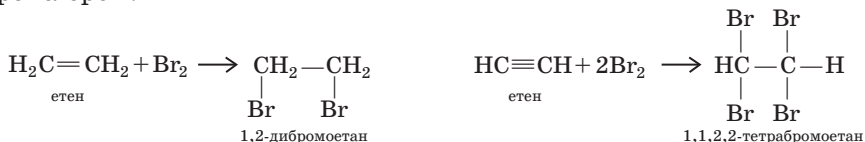
1. Етен й етин, так само як і алкани, *згорають* з виділенням значної кількості теплоти, особливо етин. Суміш останнього з повітрям вибухонебезпечна. Завдяки тому, що під час згорання етину (ацетилену) виділяється велика кількість теплоти, його використовують у процесі зварювання та різання металів:



2. Етен та етин реагують з *воднем* під час нагрівання та за наявності каталізатора — нікелю. У результаті цих реакцій *гідрування* утворюється насичений вуглеводень — етан:



3. Етен та етин аналогічно до водню приєднують галогени, зокрема бром:



Наведені реакції приєднання бромів є *якісними реакціями на ненасичені вуглеводні*, тому що внаслідок їхнього перебігу відбувається знебарвлення червоно-бурого кольору бромної води. Через це такі реакції використовують для виявлення ненасичених вуглеводнів.

Демонстраційний дослід

Дослідження властивостей етену

• Добування етену

Збирають прилад для добування етену (рис. 46).

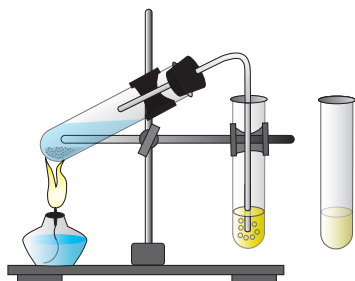
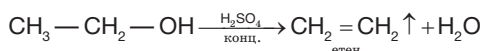


Рис. 46. Прилад для добування етену

У суху пробірку наливають 3–4 мл суміші для добування етену (1 частину етанолу з об'ємною часткою 96 % і 3 частини концентрованої сульфатної кислоти). Щоб утворена суміш рівномірно кипіла, у пробірку додають трохи піску. Пробірку закривають газовідвідною трубкою, закріплюють у лапці штатива так, щоб її дно було нижче від отвору. Кінець газовідвідної трубки занурюють у пробірку з розчином бромної води або калій перманганату. Пробірку із сумішшю обережно нагрівають. Спочатку нагрівають всю пробірку, щоб витиснути повітря. Потім нагрівають суміш у слабкому полум'ї спиртівки. Спостерігають почорніння суміші та виділення газоподібного етену:

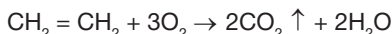


- **Відношення етену до бромної води**

У пробірку наливають бромну воду (розчин Br_2 у воді) об'ємом 1–2 мл і пропускають крізь неї газ, що виділяється. Знебарвлення води є свідченням наявності газу етену.

- **Горіння етену**

Газовідвідну трубку після знебарвлення бромної води виймають із пробірки й перевертають догори отвором. Етен підпалюють. Він горить світлим полум'ям:

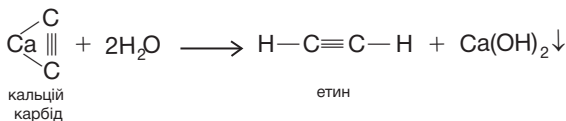


Демонстраційний дослід

Дослідження властивостей етину

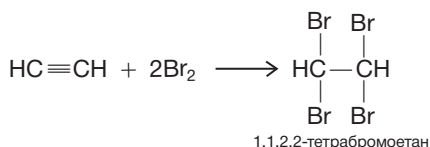
- **Добування етину**

У пробірку вміщують 3–4 шматочки кальцій карбїду CaC_2 величиною з горошину й укріплюють пробірку в лапці штатива вертикально. Наливають воду об'ємом 2–3 мл. Закривають пробірку корком з газовідвідною трубкою, кінець якої занурюють у пробірку з бромною водою.



- **Відношення етину до бромної води**

Етин, що при цьому виділяється, реагує з бромною водою відповідно до рівняння реакції:



У результаті реакції відбувається знебарвлення розчину. Цей дослід підтверджує існування потрійного зв'язку, а отже, й утворення етину.

- **Горіння етину**

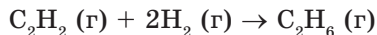
По завершенні досліду зі взаємодії етину з бромною водою газовідвідну трубку виймають з розчину й повертають отвором догори. Етин запалюють. Він горить кіптявим полум'ям, що є додатковим доказом утворення саме етину.

Застосування етену й етину. *Етен* у більшості випадків використовують у виробництві поліетилену $(-\text{CH}_2-\text{CH}_2-)_n$, для синтезу етанолу $(\text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OH})$, хлороетану $(\text{CH}_3-\text{CH}_2\text{Cl})$, для прискорення процесу дозрівання фруктів.

Етин є вихідною речовиною для одержання етанолу, оцтової кислоти $(\text{CH}_3-\text{COOH})$, синтетичного каучуку, пластмас.

Основні поняття. Ненасичені вуглеводні.

Наприклад, для реакції:



об'єми реагуючих між собою та утвореного газів відносять один до одного як 1 : 2 : 1.

Розглянемо, як здійснювати розрахунки, використовуючи цей закон.

■ Приклади розв'язування задач

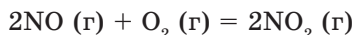


Приклад 1. Обчисліть об'єм продукту реакції, якщо нітроген(II) оксид прореагував з киснем об'ємом 5 л (н. у.). У яких відношеннях будуть об'єми реагуючих між собою речовин і продукту реакції?

Дано:
 $V(\text{O}_2) = 5 \text{ л (н. у.)}$
 $V(\text{NO}_2) = ?$
 $V(\text{NO}) : V(\text{O}_2) : V(\text{NO}_2) = ?$

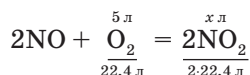
Розв'язання

1. Складаємо рівняння реакції:



2. Над формулами речовин записуємо дані з умови задачі про об'єми газоподібних речовин, а під форму-

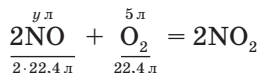
лами — стехіометричні співвідношення з урахуванням молярних об'ємів:



3. Визначаємо об'єм газоподібного продукту реакції з пропорції:

$$V(\text{NO}_2) = x = \frac{5 \text{ л} \cdot 2 \cdot \cancel{22,4 \text{ л}}}{\cancel{22,4 \text{ л}}} = 10 \text{ л.}$$

4. Обчислюємо об'єм нітроген(II) оксиду, скориставшись пропорцією:



$$V(\text{NO}) = y = \frac{5 \text{ л} \cdot 2 \cdot \cancel{22,4 \text{ л}}}{\cancel{22,4 \text{ л}}} = 10 \text{ л.}$$

Таким чином, відношення об'ємів реагуючих між собою газів і газоподібного продукту реакції становить:

$$V(\text{NO}) : V(\text{O}_2) : V(\text{NO}_2) = 10 \text{ л} : 5 \text{ л} : 10 \text{ л} = 2 : 1 : 2.$$

Відповідь: $V(\text{NO}) : V(\text{O}_2) : V(\text{NO}_2) = 2 : 1 : 2.$

Приклад 2. Який об'єм (н. у.) водню вступить у реакцію гідрування етену, якщо об'єм утвореного при цьому етану становить 28 л? У яких відношеннях будуть об'єми реагуючих між собою речовин і продукту реакції?

Дано:

$$V(\text{C}_2\text{H}_6) = 28 \text{ л (н. у.)}$$

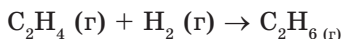
$$V(\text{H}_2) \text{ — ?}$$

$$V(\text{C}_2\text{H}_4) \text{ — ?}$$

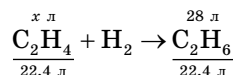
$$V(\text{C}_2\text{H}_4) : V(\text{H}_2) : V(\text{C}_2\text{H}_6) \text{ — ?}$$

Розв'язання

1. Складаємо рівняння реакції:



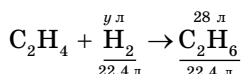
2. Записуємо дані з умови задачі:



3. Визначаємо з пропорції, який об'єм етену вступив у реакцію:

$$V(\text{C}_2\text{H}_4) = x = \frac{28 \text{ л} \cdot 22,4 \text{ л}}{22,4 \text{ л}} = 28 \text{ л.}$$

4. Обчислюємо об'єм водню, що вступив у реакцію:



$$V(\text{H}_2) = y = \frac{28 \cdot 22,4 \text{ л}}{22,4 \text{ л}} = 28 \text{ л.}$$

Таким чином, відношення об'ємів реагуючих між собою газів етену й водню та утвореного при цьому етану становить:

$$V(\text{C}_2\text{H}_4) : V(\text{H}_2) : V(\text{C}_2\text{H}_6) = 28 \text{ л} : 28 \text{ л} : 28 \text{ л} = 1 : 1 : 1.$$

Відповідь: $V(\text{C}_2\text{H}_4) : V(\text{H}_2) : V(\text{C}_2\text{H}_6) = 1 : 1 : 1.$

Основні поняття. Закон об'ємних відношень.



Жозеф Луї Гей-Люссак
(1778–1850)

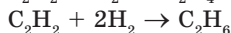
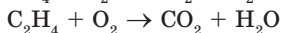
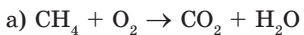
Французький хімік і фізик, відкрив газові закони, названі його ім'ям. Відкрив Бор, розробив способи добування калію та натрію, отримав синильну кислоту, удосконалив методи елементного й об'ємного хімічного аналізу, технологію виробництва сульфатної кислоти. Побудував перші діаграми розчинності.

Ім'я Гей-Люсака внесено до переліку найвидатніших учених Франції.

Зпитання та завдання

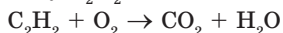


1. У яких об'ємних відношеннях та об'ємах (н. у.) необхідно взяти кисень та метан, щоб спалити 64 г метана?
2. У яких об'ємних відношеннях та об'ємах (н. у.) необхідно взяти метан і хлор, щоб одержати 50,5 г хлорометану?
3. Складіть рівняння реакції:



Визначте відношення об'ємів реагуючих газів один до одного, а також до об'ємів утворених газоподібних продуктів реакції.

4. Повному згорянню етину C_2H_2 відповідає схема реакції:



Перетворіть схему на рівняння реакції. Визначте співвідношення об'ємів (н. у.) реагентів і продуктів реакції, якщо в реакцію вступило:

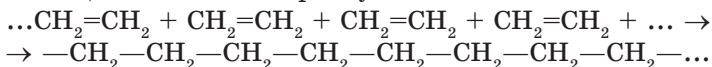
- а) 13 г етину; б) 0,25 моль етину; в) 56 л (н. у.) етину.

§ 54. Поняття про полімери. Поліетилен

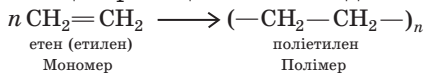
У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- чим мономер відрізняється від полімера;
- що таке реакція полімеризації;
- як властивості полімера залежать від кількості елементарних ланок, з яких він складається.

Молекули ненасичених вуглеводнів, наприклад етену, під дією каталізаторів здатні сполучатися одна з одною з утворенням довгого ланцюга з атомів Карбону:



Коротше рівняння цієї реакції можна подати в такому вигляді:



Продукт цієї реакції називають **полімером** (від грец. *polys* — «численний»). Саму ж реакцію послідовного сполучення молекул **мономерів** — вихідних речовин у більшій за розміром молекули полімерів (рис. 47) називають **реакцією полімеризації**.

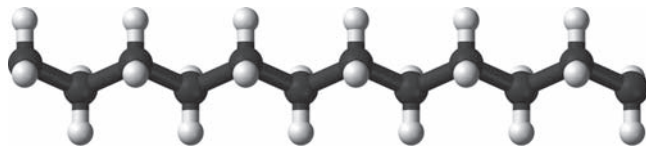


Рис. 47. Кулестрижнева модель молекули поліетилену

Групу атомів, яка багато разів повторюється, називають *структурною (елементарною) ланкою*. У поліетилені такою ланкою є група атомів ($-\text{CH}_2-\text{CH}_2-$). Із рівняння реакції видно, що мономер відрізняється від структурної ланки кількістю хімічних зв'язків між атомами Карбону.

У цьому рівнянні n — *ступінь полімеризації*, змінна величина. Якщо $n = 20$, то в результаті реакції полімеризації утворюється рідкий полімер, його використовують як змащувальну рідину. Якщо ж $n = 1500-2000$, то утворюється твердий пластичний матеріал, який використовують для виготовлення плівки, посуду, еластичних труб. При значенні $n = 5000-6000$ отримують твердий жорсткий матеріал для виготовлення литих виробів, жорстких труб, міцних ниток.

Більшість полімерів відрізняються від низькомолекулярних речовин тим, що вони не мають строго визначеної молекулярної маси. Тому для них використовують поняття середньої молекулярної маси.

Демонстраційний дослід

Виявлення властивостей поліетилену

- **Відношення поліетилену до кислот, лугів, окисників**

У три пробірки наливаємо розчини сульфатної кислоти, натрій гідроксиду, калій перманганату об'ємом по 1–2 мл. У кожному із цих пробірок поміщають по 1–2 гранули або кілька шматочків плівки поліетилену. Уміст пробірок перемішують.

Що спостерігаєте? Змін з поліетиленом не відбувається. Отже, поліетилен стійкий проти дії розчинів кислот і лугів та окисників (калій перманганату).

- **Відношення до нагрівання**

За допомогою щипців шматочок поліетиленової пластинки злегка нагрівають у полум'ї спиртівки. Поліетилен розм'якшується, а потім плавиться. На дерев'яній дощечці щипцями змінюють форму поліетиленової пластинки та охолоджують її. Поліетилен після охолодження не змінює наданої йому форми. Таку властивість полімерів називають *термопластичністю*.

Лабораторний дослід 15

Ознайомлення зі зразками виробів із поліетилену

Перш за все ознайомтеся із зовнішнім виглядом зразків поліетилену, виданих учителем. Це можуть бути білі зразки з перламутровим відтінком, жовтуваті або світлокольорові.

Потім зверніть увагу, у якому стані знаходяться ці зразки. У твердому, у вигляді тонких еластичних листів? Чи жирні вони на дотик та прозорі в тонких плівках?

Далі визначте здатність зразка горіти на повітрі. Яким полум'ям супроводжується горіння: слабким синюватим чи яскравим безбарвним? Чи відбувається при цьому водночас плавлення зразка? Чи є запах, що нагадує запах розплавленого парафіну, тобто такий, що виникає під час

горіння свічки? Важливо також виявити, чи швидко розм'якшується та плавиться зразок поліетилену в нагрітому стані перед загоранням, а також чи розкладається, утворюючи запах розплавленого парафіну. Усі спостереження запишіть у зошит.

Основні поняття. Реакція полімеризації. Мономер. Полімер. Структурна ланка. Ступінь полімеризації.

Запитання та завдання



1. Які речовини називають полімерами? Які їхні характерні властивості?
- °2. Що таке мономер, полімер, структурна ланка?
- °3. Які реакції називають реакціями полімеризації?
4. У процесі реакції полімеризації утворюються макромолекули різної довжини. Якою величиною її характеризують та яких значень вона може набувати?
5. Який із вуглеводнів — етан, етен чи етин — здатен вступати в реакції полімеризації?
6. Етилен ($\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$) і поліетилен ($-\text{CH}_2-\text{CH}_2-$) $_n$ мають однаковий якісний і кількісний склад: вони складаються із атомів Карбону та Гідрогену, в обох речовинах на один атом Карбону припадає два атоми Гідрогену. У чому ж полягає відмінність між ними?
- *7. Чому за хімічними властивостями (відповідно до кількості хімічних зв'язків між атомами Карбону) поліетилен має бути більш схожим на алкани, хоча в реакції полімеризації вихідною речовиною виступає ненасичений вуглеводень етен?
8. Під дією каталізаторів молекули етену сполучаються одна з одною. Як називають продукт такої взаємодії?
9. Яка з речовин — метан, етан чи етен — спроможна вступати в реакцію полімеризації? Чому?

§ 55. Спирти: метанол, етанол, гліцерол

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- що таке спирти та який елемент, крім Карбону та Гідрогену, входить до їхнього складу;
- які реакції характерні для спиртів;
- як впливають спирти на організм людини.

Склад метанолу, етанолу, гліцеролу. Це органічні сполуки, до складу яких, крім атомів Карбону та Гідрогену, входять атоми Оксигену. Серед цих сполук найпростішою будовою вирізняються спирти. Їхній склад подано в таблиці 11.

Молекулярні, електронні та структурні формули спиртів

Формула	Метанол	Етанол	Гліцерол
молекулярна	CH_3OH	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	$\text{CH}_2\text{OH}-\text{CHOH}-\text{CH}_2\text{OH}$
електронна	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \vdots \\ \text{H}:\text{C}:\text{O}:\text{H} \\ \vdots \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \ \text{H} \\ \vdots \ \vdots \\ \text{H}:\text{C}:\text{C}:\text{O}:\text{H} \\ \vdots \ \vdots \\ \text{H} \ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \ \ \ \ \ \text{H} \ \ \ \ \ \text{H} \\ \vdots \ \ \ \ \ \vdots \ \ \ \ \ \vdots \\ \text{H}:\text{C} \ \ \ \ \ \text{C} \ \ \ \ \ \text{C}:\text{H} \\ \vdots \ \ \ \ \ \vdots \ \ \ \ \ \vdots \\ \text{O} \ \ \ \ \ \text{O} \ \ \ \ \ \text{O} \\ \vdots \ \ \ \ \ \vdots \ \ \ \ \ \vdots \\ \text{H} \ \ \ \ \ \text{H} \ \ \ \ \ \text{H} \end{array}$
структурна	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{O}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \ \ \ \ \ \text{H} \\ \ \ \ \ \ \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{O}-\text{H} \\ \ \ \ \ \ \\ \text{H} \ \ \ \ \ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \ \ \ \ \ \text{H} \ \ \ \ \ \text{H} \\ \ \ \ \ \ \ \ \ \ \ \ \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \ \ \ \ \ \ \ \ \ \ \ \\ \text{O} \ \ \ \ \ \text{O} \ \ \ \ \ \text{O} \\ \ \ \ \ \ \ \ \ \ \ \ \\ \text{H} \ \ \ \ \ \text{H} \ \ \ \ \ \text{H} \end{array}$

Спирти — це похідні вуглеводнів, у молекулах яких один або декілька атомів Гідрогену заміщені на гідроксигрупу.

Гідроксигрупа $-\text{OH}$ є *функціональною групою* спиртів, яка визначає їхні властивості.

Загальна формула спиртів — $\text{R}(\text{OH})_n$. Якщо у формулі $n = 1$, то такі спирти називають *одноатомними*, наприклад $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ — етанол. Значенню $n = 2$ відповідають *двоатомні спирти*, наприклад $\text{CH}_2\text{OH}-\text{CH}_2\text{OH}$ — етиленгліколь, або етандіол-1,2, а значенню $n = 3$ — *триатомні спирти*, наприклад гліцерол, або пропантріол-1,3 $\text{CH}_2\text{OH}-\text{CH}(\text{OH})-\text{CH}_2\text{OH}$ (рис. 48).

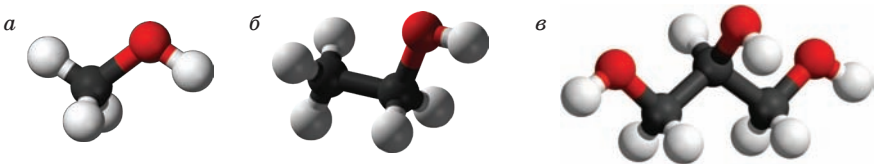


Рис. 48. Кулестрижневі моделі молекул:
а — метанолу; б — етанолу; в — гліцеролу

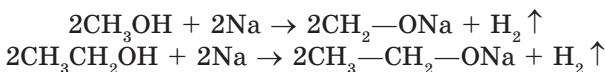
Фізичні властивості. **Метанол** CH_3OH — безбарвна рідина з температурою плавлення $-97,9^\circ\text{C}$ та температурою кипіння $64,5^\circ\text{C}$, густиною $0,7917$ г/мл, легко змішується з водою в будь-якому співвідношенні.

Етанол $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{OH}$ — безбарвна рідина з $t_{\text{пл}} = -114,15\text{ }^\circ\text{C}$ та $t_{\text{кип}} = 78,4\text{ }^\circ\text{C}$, густиною $0,7935\text{ г/мл}$, розчиняється у воді й органічних розчинниках.

Гліцерол $\text{HOCH}_2\text{CH}(\text{OH})\text{CH}_2\text{OH}$ — безбарвна масляниста рідина без запаху, має солодкий смак, $t_{\text{пл}} = -17,9\text{ }^\circ\text{C}$, $t_{\text{кип}} = 290\text{ }^\circ\text{C}$, густина $1,2604\text{ г/мл}$, гігроскопічна речовина.

Хімічні властивості. У функціональній групі $\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:H}$ хімічний зв'язок O—H є полярним, атом Гідрогену в ній досить рухливий, тобто здатний заміщуватися.

Отже, спирти можуть виявляти **кислотні властивості**. Підтвердженням цього є здатність спиртів взаємодіяти з **металами**, причому найактивніше з лужними:

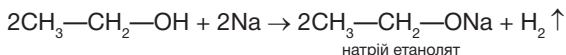


Демонстраційний дослід

• Взаємодія етанолу з натрієм

У суху пробірку наливають абсолютний, тобто безводний, етанол об'ємом 1–2 мл. За допомогою лакмусового папірця переконуються, що розчин має нейтральну реакцію.

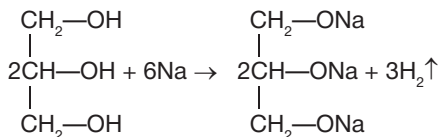
Очищають від оксиду шматочок металічного натрію завбільшки з горошину, просушують фільтрувальним папером та обережно занурюють у пробірку з етанолом. Спостерігають повільне виділення бульбашок газу, отже, спирт взаємодіє з натрієм. До отвору пробірки підносять запалений сірник: газ згорає з тихим звуком, що нагадує легкий хлопок, — у результаті реакції виділяється водень:



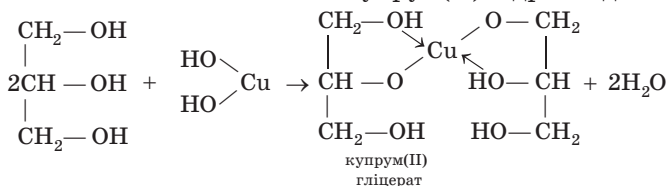
По закінченні реакції в пробірку додають 1–2 краплі розчину фенолфталеїну. В абсолютному спирті змін не спостерігається. Таким чином, середовище залишається нейтральним.

• Взаємодія гліцеролу з натрієм

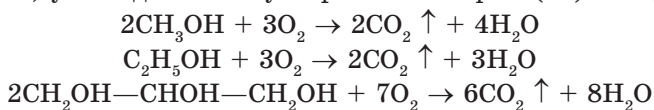
У пробірку наливають гліцерол об'ємом 2–3 мл і вертикально закріплюють її в лапці штатива. Очищають від оксидів шматочок металічного натрію завбільшки з горошину, висушують фільтрувальним папером та обережно занурюють у пробірку з гліцеролом. Спостерігають дуже повільну взаємодію. Пробірку злегка нагрівають до появи незначної іскорки між гліцеролом і натрієм. Потім реакція відбувається енергійніше з обвуглюванням гліцеролу:



Зі збільшенням кількості гідроксигруп у молекулах спиртів рухливість їхніх атомів Гідрогену зростає. Тому, на відміну від одноатомних спиртів, багатоатомні спирти, зокрема гліцерол, виявляють сильніші кислотні властивості: вони здатні взаємодіяти навіть з *досить слабкою основою* купрум(II) гідроксидом:



Метанол, етанол та гліцерол вступають у *реакції повного окиснення*, унаслідок яких утворюються карбон(IV) оксид і вода:



Лабораторний дослід 16

Досліди з гліцеролом

• Розчинність гліцеролу у воді

Налийте в пробірку гліцерол об'ємом 1–2 мл і додайте до нього воду об'ємом 2–3 мл, підфарбовану чорнилом. Утворену суміш збовтайте. Що спостерігаєте? Якщо утворюється однорідне забарвлення, це свідчить про здатність гліцеролу розчинятися у воді.

• Взаємодія гліцеролу з купрум(II) гідроксидом

Налийте в пробірку розчин купрум(II) сульфату об'ємом 0,5 мл та долийте натрій гідроксид об'ємом 2 мл. Що спостерігаєте? Утворюється осад купрум(II) гідроксиду блакитного кольору. Додайте до осаду гліцерол об'ємом 2 мл, енергійно збовтайте утворену суміш до повного розчинення осаду. Зверніть увагу на колір і характер забарвлення розчину (блідий, яскравий). Запишіть рівняння реакції. Ця реакція характерна для одно- та двоатомних спиртів чи тільки для триатомного спирту?

Застосування метанолу, етанолу, гліцеролу. *Метанол* застосовують у виробництві формальдегіду, використовують як добавку до моторного палива для підвищення його октанового числа.

Етанол використовують для одержання синтетичного каучуку, барвників, оцтової кислоти, бездимного порошу, у виробництві пластмас, як розчинник під час виготовлення одеколонів, ліків, як паливо у двигунах внутрішнього згорання; у медичній практиці — як зовнішній антисептичний засіб для дезінфекції рук та хірургічних інструментів.

Гліцерол використовують у виробництві вибухових речовин, як пом'якшувач тканин, шкіри, паперу, компонент мастил, кремів для взуття, мила, клеїв, у косметиці, кондитерських виробках.

Отруйність спиртів, їх згубна дія на організм людини. *Метанол* — дуже отруйна речовина, через те що в організмі людини він окиснюється до мурашиної кислоти. Уживання навіть невеликої кількості метанолу призводить до втрати зору, а потім до смерті.

Етанол швидко всмоктується в кров і збуджувально діє на організм людини, а також сильно уражає центральну нервову систему. Тому вживання етанолу у великих дозах може призвести до смерті.

Гліцерол — гігроскопічна, солодка на смак рідина, **неотруйна**, легко засвоюється організмом.

Основні поняття. Функціональна група. Одноатомні, двоатомні, триатомні спирти.

Запитання та завдання



- *1. Які органічні сполуки називають спиртами? Наведіть приклади.
- *2. Яка загальна формула спиртів? Що таке одноатомні, двоатомні та триатомні спирти?
- *3. Якими структурними, електронними та молекулярними формулами можна виразити склад метанолу, етанолу та гліцеролу?
4. Як відрізняються за складом метанол, етанол і гліцерол від метану, етану і пропану? Атомом якого елемента у своєму складі вони відрізняються?
- *5. Які фізичні властивості: а) метанолу; б) етанолу; в) гліцеролу?
6. Який об'єм карбон(IV) оксиду (н. у.) утвориться в результаті згоряння 46 г етанолу?
7. Яка маса гліцеролу вступить у реакцію з купрум(II) гідроксидом масою 19,6 г?
8. Де застосовуються: а) метанол; б) етанол; в) гліцерол?
9. Чому метанол належить до дуже отруйних речовин?
10. Який з одноатомних спиртів викликає сильне ураження центральної нервової системи людини?
11. Чому спирти здатні виявляти кислотні властивості?
12. Як збільшення кількості функціональних груп —ОН впливає на кислотні властивості спиртів?
- *13. З якими із наведених речовин — киснем, водою, воднем, металічним натрієм — взаємодіятиме етанол? Складіть рівняння можливих реакцій.
- *14. У двох пробірках без етикеток містяться дві рідини — етанол і гліцерол. Як їх визначити?

§ 56. Карбонові кислоти: метанова й етанова, їхні молекулярні та структурні формули і властивості

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- що таке насичені карбонові кислоти;
- чому їхні розчини виявляють сильніші кислотні властивості, ніж спирти;
- які хімічні властивості карбонових кислот є найважливішими;
- які з насичених карбонових кислот мають найбільше значення.

Склад кислот. Метанову (мурашину) та етанову (оцтову) кислоти відносять до насичених одноосновних карбонових кислот.

Карбонові кислоти — органічні речовини, до складу молекул яких входить одна карбоксильна група ($-\text{COOH}$), що сполучена з атомом Гідрогену (у випадку метанової кислоти) або з вуглеводневим радикалом.

Молекулярна формула	HCOOH	CH_3COOH
Структурна формула	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H}-\text{C} \\ \diagdown \\ \text{OH} \end{array}$ <p style="text-align: center;">метанова кислота</p>	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{C} \\ \quad \parallel \\ \text{H} \quad \text{O} \\ \quad \diagdown \\ \quad \text{OH} \end{array}$ <p style="text-align: center;">етанова кислота</p>

До складу етанової кислоти входить радикал $-\text{CH}_3$ (рис. 49).

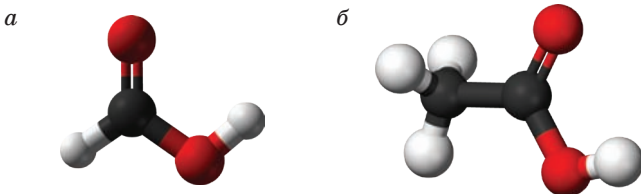


Рис. 49. Кулестрижневі моделі молекул карбонових кислот: *a* — метанової; *б* — етанової

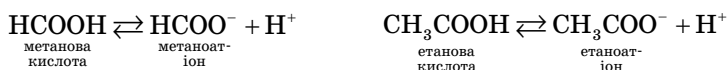
Фізичні властивості. Метанова та етанова кислоти — безбарвні рідини з характерним різким запахом, які змішуються з водою в будь-яких співвідношеннях. Температури кипіння карбонових кислот вищі, ніж відповідних спиртів з такою самою кількістю атомів Карбону.

У карбоксильній групі $-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{O}-\text{H} \end{array}$ карбонільна група >C=O та гідроксильна група $-\text{OH}$ взаємно впливають одна на одну. У результаті властивості гідроксигрупи в кислотах і спиртах

неоднакові. Завдяки впливу карбонільної групи атомів на атом Оксигену гідроксигрупи відбувається сильне зміщення спільної електронної пари зв'язку до атома Оксигену. Тому міцність хімічного зв'язку між атомами Гідрогену та Оксигену в гідроксигрупі кислоти значно послаблюється. Унаслідок цього у водних розчинах карбонові кислоти виявляють *сильніші кислотні властивості, ніж спирти*. До того ж між молекулами кислот виникають водневі зв'язки, що відповідають за підвищення температури кипіння.

На міцність цього зв'язку впливає також вуглеводневий радикал $-C_nH_m$: що менше значення n , то більша сила кислоти. Через це метанова кислота є сильнішою, ніж її гомологи, наприклад, етанова CH_3COOH .

Хімічні властивості. Розчини карбонових кислот подібно до розчинів неорганічних кислот забарвлюють лакмус у червоний колір, проводять електричний струм через здатність утворювати йони внаслідок електролітичної дисоціації:



Серед карбонових кислот найбільше дисоціює метанова кислота, але й вона є лише кислотою середньої сили, інші карбонові кислоти відносять до слабких через вплив вуглеводневого радикалу.

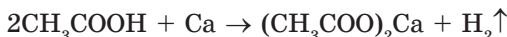
Лабораторний дослід 17

Дія етанової кислоти на індикатори

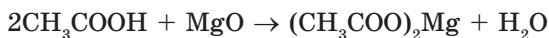
У три пробірки наливають розчин етанової кислоти. У першу пробірку додають розчин фенолфталеїну, у другу — метилоранжу, у третю — лакмусу. Що спостерігаєте? У пробірці з яким індикатором не відбувається зміна його забарвлення? У який колір забарвлюються розчини з іншими індикаторами?

Найважливішою хімічною властивістю карбонових кислот є їхня здатність взаємодіяти:

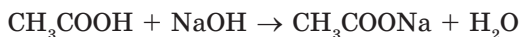
- з металами, які у витискувальному ряду стоять до водню:



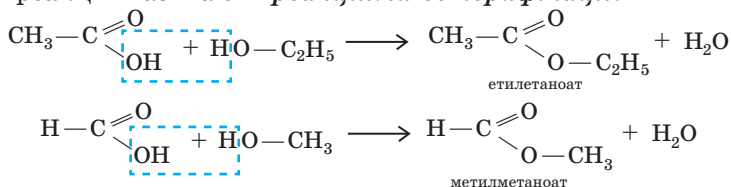
- з основними оксидами:



- з лугами:



- *зі спиртами* з утворенням речовин класу естерів, тому подібний тип реакцій називають **реакціями естерифікації**:



Лабораторний дослід 18

Взаємодія етанової кислоти з металами, основними оксидами, лугами, солями

У чотири пробірки налейте розчин етанової кислоти об'ємом 2 мл. У першу пробірку покладіть 2 гранули цинку, у другу — трохи кальцій оксиду, у третю — трішечки натрій карбонату, у четверту — 1–2 краплини розчину метилоранжу. Що спостерігаєте?

У першій пробірці відбувається повільне виділення водню. Який висновок щодо сили етанової кислоти можна зробити на підставі цього досліду?

У другій пробірці спостерігається поступове зменшення кількості кальцій оксиду.

У третій пробірці відбувається не тільки поступове зменшення кількості натрій карбонату, а й виділення газу. Якщо до отвору цієї пробірки піднести запалений сірник, він згасає. Який висновок щодо сили етанової кислоти можна зробити за результатами цього досліду? Чи спостерігатиметься такий самий ефект, якщо замість натрій карбонату взяти натрій сульфат? У четвертій розчин набуває червоного забарвлення. По краплинах додавайте розчин натрій гідроксиду, поки розчин не набуде жовтого забарвлення.

Запишіть у зошит результати, висновки та рівняння відповідних реакцій.

Поняття про вищі (насичені й ненасичені) карбонові кислоти.

До вищих насичених карбонових кислот належать такі, у яких кількість атомів Карбону у вуглеводневому радикалі — C_{15} та вища. Найбільше значення серед них має **стеаринова кислота** $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$. Це тверда речовина білого кольору, нерозчинна у воді. Її одержують з парафіну й використовують для виготовлення свічок. Стеариноати — її солі (натрій стеариноат $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}$) — є основним компонентом твердого мила, оскільки вони виявляють сильну мийну дію. Калієву сіль цієї кислоти використовують як рідке мило.

Однією з найважливіших насичених монокарбонових кислот (що містять лише одну карбоксильну групу — COOH) є **пальмітинова кислота** $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$. Це речовина білого кольору, нерозчинна у воді. Вона входить до складу рослинних і тваринних жирів.

Натрієві та калієві солі цієї кислоти використовують відповідно як тверді та рідкі мила.

Із представників вищих ненасичених кислот слід відзначити **олеїнову кислоту** $C_{17}H_{33}COOH$ (або $CH_3(CH_2)_7CH=CH(CH_2)_7COOH$), яка входить до складу жирів. Це масляниста рідина, легша за воду, безбарвна, нерозчинна у воді, розчинна в органічних розчинниках. Вона відома у вигляді двох ізомерів, один із яких є рідиною, а другий — твердою речовиною. У її складі є тільки один подвійний зв'язок: $CH_3-(CH_2)_7-CH=CH-(CH_2)_7-COOH$.

Олеїнову кислоту використовують у виробництві каучуку, ліків, лаків і фарб.

Основні поняття. Насичені та ненасичені одноосновні карбонові кислоти. Функціональні карбоксильна та карбонільна групи.

Запитання та завдання



- °1. Метанову та етанову кислоти відносять до насичених чи ненасичених кислот? Чому?
- °2. Наведіть молекулярні, структурні та електронні формули метанової та етанової кислот.
- °3. Які фізичні властивості мурашиної та оцтової кислот? Температури кипіння карбонових кислот вищі чи нижчі від температур кипіння спиртів з такою самою кількістю атомів Карбону? Чому?
4. Складіть рівняння хімічної реакції метанової кислоти: а) з магнієм; б) з калій гідроксидом; б) з метанолом. Дайте назви утвореним сполукам цієї кислоти.
5. До яких кислот — сильних, середньої сили чи слабких — відносять карбонові кислоти та їхні гомологи, крім метанової кислоти?
6. Які хімічні властивості карбонових кислот відносять до найважливіших?
7. Як називають сполуки, утворені взаємодією: а) метанової кислоти з етанолом; б) етанової кислоти з метанолом? Які вони мають назви?
8. Які з вищих карбонових кислот мають найбільше значення? Які їхні молекулярні формули? Де їх використовують?
9. Чому у водних розчинах кислоти виявляють сильніші кислотні властивості, ніж спирти?
10. Як сила кислот пов'язана зі значенням числа n у вуглеводневому радикалі C_nH_m ?
- *11. Чи з усіма вказаними металами — Fe, Zn, Cu, Ag — будуть взаємодіяти карбонові кислоти? Чому?
- *12. Які з вищих монокарбонових кислот є насиченими, а які — ненасиченими? Які їхні молекулярні формули та фізичні властивості?

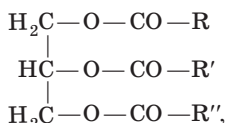
§ 57. Жири: склад, утворення, гідроліз і гідрування, біологічне значення

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- що таке жири;
- які хімічні властивості жирів найважливіші;
- яке значення мають жири для організму людини.

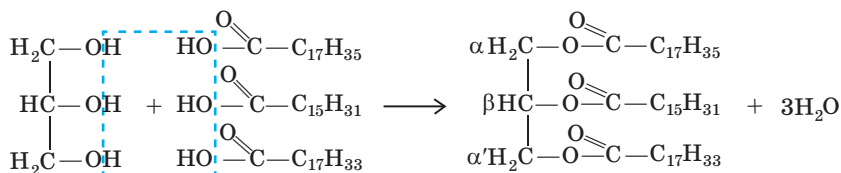
Жири — це органічні речовини, утворені вищими монокарбоновими кислотами та триатомним спиртом гліцеролом.

Склад жирів можна подати у вигляді такої загальної формули:



де R, R' і R'' — вуглеводневі радикали насичених або ненасичених кислот. Насамперед це радикали насичених стеаринової C₁₇H₃₅COOH та пальмітинової C₁₅H₃₃COOH кислот і радикал ненасиченої олеїнової кислоти C₁₇H₃₃COOH. Це одноосновні кислоти (оскільки містять лише одну карбоксильну групу), а отже, і монокарбонові.

Утворення жирів можна описати таким рівнянням реакції між гліцеролом та стеариною, пальмітиновою чи олеїною кислотою:

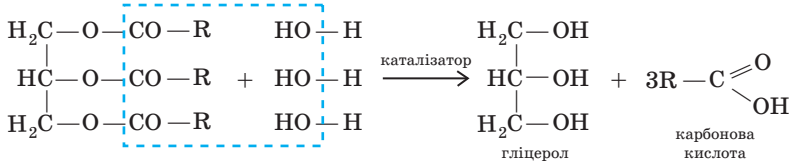


Щоб дати назву будь-якому жиру, положення кислотних залишків ($-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{R}$, де R — вуглеводневий радикал, наприклад C₁₇H₃₅) умовно позначають буквами грецького алфавіту α, β, α': α-стеарино-β-пальмітолеат.

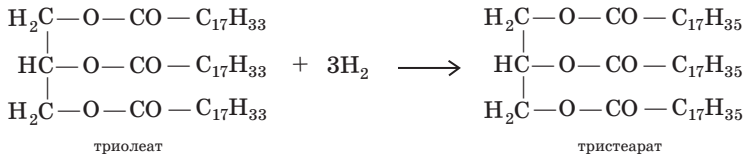
Фізичні властивості. Жири бувають твердими та рідкими. Усі вони легші за воду і, як правило, не розчиняються в ній, але здатні утворювати з водою емульсії.

Температуру плавлення жирів неможливо чітко визначити, через те що вона залежить від природи залишків карбонових кислот, які входять до складу жирів: що вищі їхні відносні молекулярні маси, то вища температура плавлення.

Хімічні властивості. Найважливішою хімічною властивістю жирів є їхня здатність зазнавати *гідролізу*, тобто вступати в реакцію з водою. Цю реакцію проводять за умови нагрівання та наявності каталізатора, як правило, магній, цинк або кальцій оксиду. У загальному випадку рівняння цієї реакції можна подати в такому вигляді:



У реакцію *гідрування*, або гідрогенізації (тобто приєднання водню), вступають лише жири, утворені залишками вищих ненасичених монокарбонових кислот:



На цій реакції ґрунтується спосіб перетворення рідких жирів на тверді, наприклад у промисловому виробництві маргарину.

Біологічне значення жирів. У природі жири містяться в м'ясі, рибі, молочних продуктах, насінні, плодах (рис. 50).

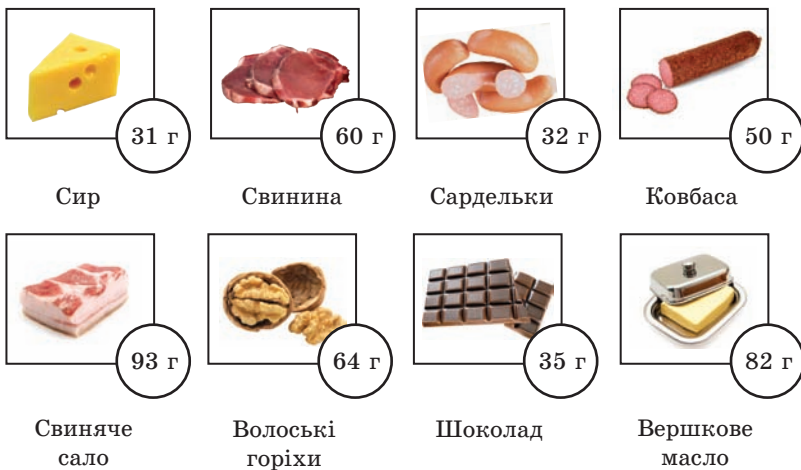


Рис. 50. Уміст жирів у харчових продуктах, узятих масою 100 г

Жири є одним з основних харчових продуктів. За добу людина має споживати в середньому 65 г жирів. Це пов'язано з тим, що порівняно з вуглеводами та білками жири характеризуються найбільшим запасом енергії. У результаті окиснення 1 г жиру організм людини отримує приблизно 40 кДж енергії. Крім того, жири є гарними розчинниками вітамінів — біологічно активних речовин.

В організмі людини приблизно 15 % від загальної маси припадає на жири.

■ Приклади розв'язування задач



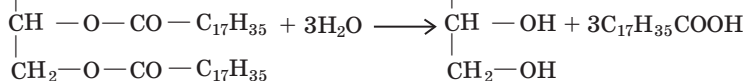
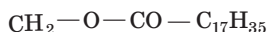
Приклад 1. Яку масу гліцеролу можна одержати з 222,5 г жиру (тристеарат) в результаті його гідролізу?

Дано:

$$m(\text{тристеарату}) = 222,5 \text{ г}$$

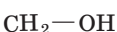
$$m(\text{гліцеролу}) = ?$$

$$222,5 \text{ г}$$



$$M = 890 \text{ г}$$

$$x \text{ г}$$



$$M = 92 \text{ г}$$

2. Обчислюємо масу гліцеролу:

$$m(\text{гліцеролу}) = \frac{M(\text{гліцеролу}) \cdot m(\text{жиру})}{M(\text{жиру})} = \frac{92 \text{ г} \cdot 222,5 \text{ г}}{890 \text{ г}} = 23 \text{ г}$$

Відповідь: 23 г.

Приклад 2. Який об'єм водню (н. у.) треба витратити на повне гідрування триолеату, щоб одержати 102,8 г тристеарату?

Дано:

$$m(\text{тристеарату}) =$$

$$= 102,8 \text{ г}$$

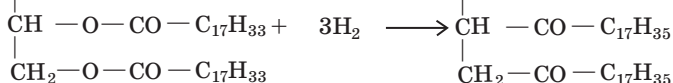
$$V(\text{H}_2) = ?$$

Розв'язання

1. Записуємо рівняння реакції гідрування триолеату та наводимо дані з умови задачі для складання пропорції, з якої визначимо потрібний об'єм водню.

$$x \text{ л}$$

$$102,8 \text{ г}$$



$$3 \cdot 22,4 \text{ л}$$

$$884 \text{ г}$$

2. Обчислюємо об'єм водню (н. у.):

$$V(\text{H}_2) = \frac{m(\text{тристеарату}) \cdot 3 \cdot V_m(\text{H}_2)_{(\text{н.у.})}}{M(\text{тристеарату})} = \\ = \frac{102,8 \text{ г} \cdot 3 \cdot 22,4 \text{ л}}{884 \text{ г}} = 7,8 \text{ л.}$$

Відповідь: 7,8 л.

Основні поняття. Жири. Насичені та ненасичені монокарбонові кислоти. Гідроліз. Гідрування.

■ Для допитливих

Жири, енергія та харчування

Жири разом із білками та вуглеводами складають основу харчування людини. Вони — найефективніше джерело енергії. Один грам жирів у результаті повного окиснення в клітинах організму дає приблизно 40 кДж енергії. Це удвічі більше, ніж можна одержати з білків або вуглеводів. Для порівняння: згорання 1 г бензину дає 42 кДж, 1 г кам'яного вугілля — 31 кДж, 1 г сухої деревини — 15 кДж. Таким чином, жир належить до висококалорійного «палива». Воно витрачається переважно для підтримання нормальної температури нашого тіла, а також на функціонування м'язів. Навіть коли людина спить, їй на покриття енергетичних витрат кожну годину необхідно 350 кДж енергії.

Жирна їжа здавна асоціювалася з багатством і благополуччям. На середньовічних банкетах найважливішою стравою було жирне м'ясо. У ті часи ситими називали угодованих, здорових людей, а також рясні, плодючі поля та луки.

Минув час, і вподобання змінилися: у XXI столітті основною ознакою раціонального харчування має бути здоров'я людини.



■ Запитання та завдання

1. Які сполуки називають жирами? Якою загальною формулою можна описати їхній склад?
2. Якими формулами можна виразити склад вищих карбонових кислот: пальмітинової, олеїнової, стеаринової? Які з них є насиченими (алкановими), а які — ненасиченими (алкеновими) монокарбоновими кислотами?
3. У яких агрегатних станах можуть перебувати жири?
4. Чи розчиняються жири у воді? Вони легші чи важчі за воду?
5. За яких умов відбувається гідроліз? Як іще називають цей процес? Які продукти внаслідок нього утворюються?
6. Яку реакцію називають гідруванням жирів? Чи всі види жирів здатні вступати в цю реакцію?
7. Яка реакція лежить в основі перетворення рідких жирів на тверді?



8. Де в природі трапляються жири?
9. Яка добова доза споживання жирів людиною? Чому потрібно вживати жири?
- *10. Від чого залежить температура плавлення жирів? Із наведених формул жирів визначте жир з найвищою і найнижчою температурами плавлення та дайте їм назви:
- а)
$$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{C}-\text{O}-\text{CO}-\text{C}_{17}\text{H}_{35} \\ | \\ \text{HC}-\text{O}-\text{CO}-\text{C}_{17}\text{H}_{35} \\ | \\ \text{H}_2\text{C}-\text{O}-\text{CO}-\text{C}_{17}\text{H}_{33} \end{array}$$
- б)
$$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{C}-\text{O}-\text{CO}-\text{C}_{17}\text{H}_{35} \\ | \\ \text{HC}-\text{O}-\text{CO}-\text{C}_{17}\text{H}_{33} \\ | \\ \text{H}_2\text{C}-\text{O}-\text{CO}-\text{C}_{17}\text{H}_{33} \end{array}$$
- в)
$$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{C}-\text{O}-\text{CO}-\text{C}_{17}\text{H}_{35} \\ | \\ \text{HC}-\text{O}-\text{CO}-\text{C}_{17}\text{H}_{33} \\ | \\ \text{H}_2\text{C}-\text{O}-\text{CO}-\text{C}_{15}\text{H}_{31} \end{array}$$
- *11. Який об'єм водню (н. у.) треба витратити на повне гідрування 1,5 моль триолеату?
- *12. Яка маса гліцеролу утвориться в результаті гідролізу 0,5 моль тристеарату?
13. Складіть молекулярну формулу α' -пальмітодистеарату.
14. Припустимо, що ви з'їли 50 грамів сиру. Яку енергію отримає ваш організм?

§ 58. Вуглеводи: глюкоза, сахароза, крохмаль, целюлоза

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

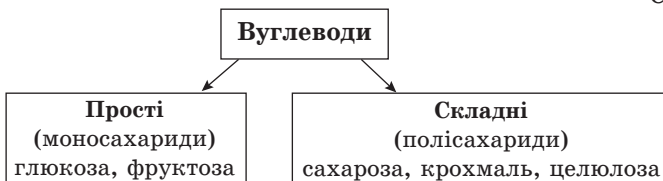
- якою є загальна формула вуглеводів;
- який вуглевод є одним із головних джерел енергії в їжі людини;
- які вуглеводи є природними ізомерами;
- які реакції є якісними для виявлення глюкози та крохмалю.

Склад вуглеводів. Назва «вуглеводи» пов'язана зі складом цих сполук. Так, молекули вуглеводів містять атоми Карбону, Гідрогену й Оксигену, при цьому атоми Гідрогену та Оксигену перебувають у тому самому співвідношенні, що й у молекулі води, тобто 2 : 1.

Загальну формулу вуглеводів подають у вигляді $\text{C}_m(\text{H}_2\text{O})_n$.

Вуглеводи поділяють на прості, або моносахариди, та складні, або полісахариди (схема 12).

Схема 12



Ці речовини мають однаковий склад, але відрізняються будовою молекул.

Крохмаль. Молекулярна формула крохмалю — $(C_6H_{10}O_5)_n$. Це біла порошкоподібна речовина, нерозчинна в холодній воді. У гарячій воді крохмаль набухає, утворюючи *крохмальний клейстер*.

Лабораторний дослід 20

Відношення крохмалю до води

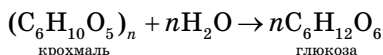
У пробірку шпателем насипте трохи крохмалю й залийте водою об'ємом 4–5 мл. За допомогою скляної палички суміш ретельно перемішайте.

В іншій пробірці нагрійте до кипіння воду об'ємом 2–3 мл. Потім у цю саму пробірку невеликими порціями влийте, перемішуючи, суспензію крохмалю. Що спостерігаєте? Утворюється колоїдний розчин (крохмальний клейстер). Яку назву він має? Колоїдний розчин зберігайте для виконання наступного досліду.

Усі спостереження, назви отриманих продуктів і хід виконання досліду запишіть у зошит.

Крохмаль міститься в рослинах: у картоплі його масова частка наближається до 20 %; у зернах пшениці та кукурудзи — до 70 %, а найбільша в зернах рису — 80 %. Крохмаль відносять до цінних поживних речовин.

В організмі людини під дією ферментів крохмаль зазнає гідролізу з утворенням глюкози:



Молекули крохмалю неоднакові за структурою та розмірами. Молекули лінійної структури (рис. 51, а) складаються з декількох сотен ланок складу $C_6H_{10}O_5$. Їхня молекулярна маса становить кілька сотен тисяч г/моль.

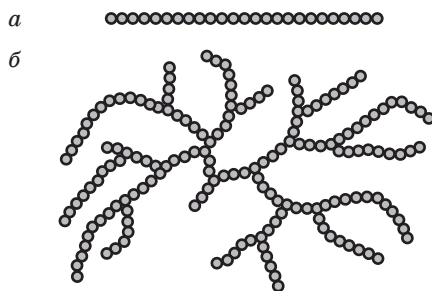
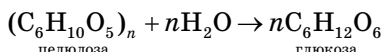


Рис. 51. Полімерна будова молекули крохмалю:
а — лінійна; б — розгалужена

Молекули розгалуженої структури крохмалю (рис. 51, б) складаються з декількох тисяч ланок $C_6H_{10}O_5$, молекулярна маса яких становить кілька мільйонів г/моль.

Під час взаємодії крохмалю з йодом утворюється речовина синього кольору. Її застосовують як *якісну реакцію* з метою визначення наявності в речовині як йоду, так і крохмалю.

Целюлоза, яку ще називають клітковиною, — волокниста речовина, нерозчинна не тільки у воді, а й в органічних розчинниках. Вона подібно до крохмалю, унаслідок повного *гідролізу* за умови нагрівання або наявності кислот, перетворюється на глюкозу:



Крохмаль і целюлоза — природні ізомери. На відміну від молекул крохмалю, молекули целюлози не бувають розгалуженими, вони переплітаються між собою, утворюючи волокна (рис. 52).

Целюлоза входить до складу рослинних клітин, головним чином бавовни та льону. Деревина також містить целюлозу, але лише з масовою часткою 50 %.

Лабораторний дослід 21

Взаємодія крохмалю з йодом

Добутий у попередньому досліді крохмальний клейстер об'ємом 1 мл налейте в пробірку. Додайте до нього воду об'ємом 1 мл та 1–2 краплини спиртового розчину йоду. Уміст пробірки ретельно перемішайте скляною паличкою. Розчин забарвлюється. У який колір?

Пробірку з отриманим розчином за допомогою тримача нагрійте в полум'ї спиртівки до кипіння. Забарвлення розчину зникає, але після охолодження знову з'являється.

Біологічне значення й застосування вуглеводів. В організмі людини глюкоза розноситься кров'ю по всьому організму та є для нього основним джерелом енергії.

Глюкозу застосовують у медицині, кондитерському виробництві, бавовняній промисловості (для оброблення тканин), а також у шкіряному виробництві.

Сахарозу використовують головним чином у харчовій промисловості.

Крохмаль, що міститься в таких харчових продуктах, як картопля, хліб, крупи, практично задовольняє потребу людей у вуглеводах. Його застосовують у виробництві антибіотиків, вітамінів, у медицині.

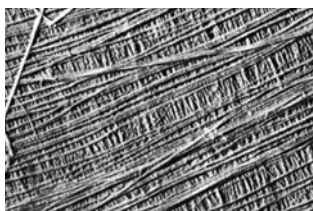


Рис. 52. Волокна целюлози під мікроскопом

Целюлозу у вигляді деревини використовують як будівельний матеріал, у складі волокнистих матеріалів — для виготовлення канатів, тканин, ниток. Із целюлози виготовляють папір, вату, етанол, штучні волокна та шкіри, пластмаси, лаки, електроізоляційні покриття, негорючі кіноплівки.

Загальна схема виробництва цукру

У цукрових буряках міститься в середньому 16–18 % цукру. Добування цукру показано на схемі 13. Насамперед цукрові буряки миють, нарізають за допомогою спеціальних машин на тоненькі шматочки (бурякова стружка) і витягують (видобувають) з них цукор гарячою водою. Це так званий *дифузійний спосіб*, який ґрунтується на тому, що цукор дифундує крізь клітинну оболонку, тоді як білкові речовини залишаються всередині клітин і не забруднюють розчину цукру. Отриманий розчин випарюють у вакуум-апаратах у декілька прийомів: спочатку, за порівняно невисокого вакууму, — до густини сиропу, а потім, за більшого значення вакууму, — до утворення густої кристалічної маси.

Схема 13



Основні поняття. Вуглеводи. Моносахариди. Полісахариди. Глюкоза. Сахароза. Крохмаль. Целюлоза.

Експериментуємо вдома

Виявлення органічних сполук у харчових продуктах

Проведіть експеримент з виявлення крохмалю в бульбах сирій картоплі. Із цією метою миту обчищену бульбу картоплі подрібніть на тертушці. Потім помістіть її на дрібне сито та промийте водою. Утворена в результаті каламутна рідина — *крохмальне молоко*. Дайте йому відстоятися та відфільтруйте. Те, що залишилося на фільтрі, є крохмалем.

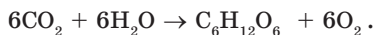
Якщо набрати крохмальне молоко у звичайну металеву кружку, залити невеликим об'ємом води і, перемішуючи, довести до кипіння, то утвориться крохмальний клейстер. Після охолодження додайте до нього, безперервно перемішуючи, по краплинах спиртовий розчин йоду. Що спостерігаєте? Якого кольору набуває суміш? Зробіть висновок.



Запитання та завдання



1. Чому глюкоза, сахароза, крохмаль і целюлоза мають загальну назву «вуглеводи»?
2. Які вуглеводи відносять до моносахаридів, а які — до полісахаридів?
3. Якою є молекулярна формула глюкози? Де міститься глюкоза?
4. Яку реакцію називають якісною реакцією на глюкозу? Де її застосовують?
5. Якою є молекулярна формула сахарози? Чому сахарозу ще називають дисахаридом? З яких рослин її виділяють?
6. Молекули яких речовин і якого складу утворюються із сахарози під дією ферментів або у кислому середовищі? Чим відрізняються молекули цих речовин?
7. Який продукт утворюється внаслідок гідролізу крохмалю та целюлози?
8. Як зображують молекули крохмалю з різною структурою?
9. Яку реакцію застосовують для визначення наявності як йоду, так і крохмалю?
10. Якою є молекулярна формула целюлози?
11. На яку речовину перетворюється целюлоза внаслідок повного гідролізу?
12. Унаслідок гідролізу сахарози утворилося 90 г глюкози. Яка маса сахарози вступила в реакцію?
- *13. Відомо, що в листі рослин у процесі фотосинтезу, який відбувається під дією сонячного світла, утворюється глюкоза:



Визначте, який об'єм (н. у.) карбон(IV) оксиду перетворився на глюкозу, якщо в навколишнє середовище виділилося 160 г кисню.

- *14. В організмі людини глюкоза є основним джерелом енергії, яка виділяється внаслідок її окиснення: $C_6H_{12}O_6 + 6O_2 \rightarrow 6H_2O + 6CO_2 \uparrow$. Визначте масу глюкози, що зазнала окиснення з утворенням 126 г води.
15. Обчисліть масові частки (%) Карбону й води в молекулі: а) глюкози; б) сахарози. Яка із цих речовин містить більше Карбону, а яка — води?
- *16. Який об'єм (н. у.) карбон(IV) оксиду утвориться в результаті окиснення 5,5 моль глюкози?
17. У чому — картоплі, зернах кукурудзи чи рисі — масова частка крохмалю найбільша?
- *18. Під дією ферментів дріжджів відбувається перетворення глюкози на етанол: $C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2C_2H_5OH + 2CO_2 \uparrow$. Яка маса глюкози перетворилася на етанол, якщо при цьому виділилося 33,6 л (н. у.) карбон(IV) оксиду?
19. Одне дерево за добу здатне перетворювати на вуглеводи 55 г карбон(IV) оксиду. Скільки літрів кисню (н. у.) при цьому виділяється?
20. Із перелічених формул виберіть формули вуглеводів: C_3H_8O , $C_5H_{10}O_5$, $C_{12}H_{26}$, $C_{12}H_{22}O_{11}$, $C_6H_{12}O$.
21. Як відрізнити крохмаль від целюлози за хімічними властивостями?

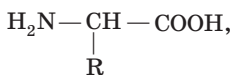
§ 59. Амінокислоти. Молекулярна та структурна формули аміноетанової кислоти, фізичні й хімічні властивості

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- які функціональні групи входять до складу аміноетанової кислоти;
- чому аміноетанова кислота має амфотерні властивості та чим вона відрізняється від неорганічних амфотерних сполук;
- що таке пептидний зв'язок і пептиди.

Склад сполуки. Величезне значення для життя на Землі мають кислоти, у молекулах яких, крім карбоксильної групи —COOH, є ще й *аміногрупа* —NH₂. Такі сполуки називають *амінокислотами*. Усі білки в живих організмах складаються із залишків молекул різних амінокислот.

У природі переважають амінокислоти, у молекулах яких обидві функціональні групи сполучені з тим самим атомом Карбону:



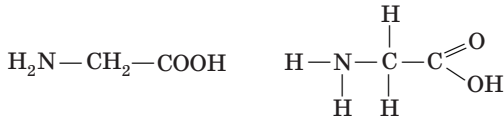
де R — атом Гідрогену або група атомів (табл. 12).

Деякі природні амінокислоти

Назва	Залишок R у формулі амінокислоти $\text{H}_2\text{N}-\underset{\text{R}}{\text{CH}}-\text{COOH}$
Гліцин	—H
Аланін	—CH ₃
Цистеїн	—CH ₂ —SH
Серин	—CH ₂ —OH
Фенілаланін	—CH ₂ —C ₆ H ₅

Амінокислоти отримують гідролізом білків або синтезують із відповідних карбонових кислот. Їх використовують як медичні препарати (рис. 53) та як харчові добавки до сільськогосподарських кормів.

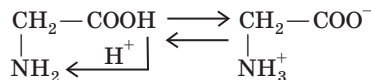
Найпростіша з амінокислот — *аміноетанова*, інша її назва — гліцин. Її молекулярна та структурна формули такі:



Фізичні властивості. Гліцин — це безбарвна нетлетка кристалічна речовина, яка добре розчиняється у воді, але нерозчинна в спиртах та естерах.

Хімічні властивості. Аміноетанова кислота, через те що до її складу входять різні функціональні групи — аміногрупа та карбоксильна група, виявляє подвійні хімічні властивості: основні та кислотні, тобто вона є амфотерною органічною сполукою. Від амфотерних неорганічних сполук аміноетанова кислота відрізняється тим, що її основні та кислотні властивості обумовлені різними функціональними групами.

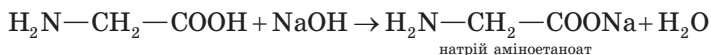
У водних розчинах ці функціональні групи взаємодіють між собою:



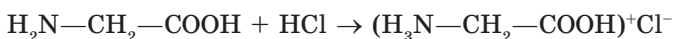
У результаті атом Гідрогену карбоксильної групи приєднується до аміногрупи тієї самої молекули амінокислоти з утворенням біполярного (тобто дипольного) йона.

Незважаючи на амфотерність, у більшості амінокислот кислотні властивості виражені дещо більшою мірою, ніж основні. На це вказує значення рН їхніх водних розчинів, яке в середньому становить $\approx 5,8$.

Кислотні властивості аміноетанової кислоти виявляються в її здатності взаємодіяти з лугами з утворенням солі:



Основні властивості виявляються в здатності аміноетанової кислоти взаємодіяти із сильними неорганічними кислотами:



Демонстраційний дослід

• Дія амінокислот на індикатори

Трошки аміноетанової кислоти шпателем насипають у пробірку та додають води об'ємом 2–3 мл. Утворений розчин розподіляють на три пробірки. У першу додають 1–2 краплі розчину метилоранжу, у другу — стільки ж розчину фенолфталеїну, у третю — таку саму кількість розчину лакмусу. Що спостерігаєте? У жодній пробірці забарвлення індикаторів не змінюється. Чому? Це пояснюють тим, що основна група кислоти складу $-\text{NH}_2$ та її кислотна група складу $-\text{C} \begin{matrix} \text{=O} \\ \text{OH} \end{matrix}$ взаємно нейтралізуються.

Для амінокислот характерні *реакції утворення пептидів*.

Такі властивості амінокислот пов'язані з одночасною наявністю в їхніх молекулах протилежних за властивостями функціональних груп. Тому за певних умов група складу $-\text{COOH}$, що виявляє кислотні властивості, реагує з групою складу $-\text{H}_2\text{N}$, яка виявляє основні властивості та належить до іншої молекули. Унаслідок

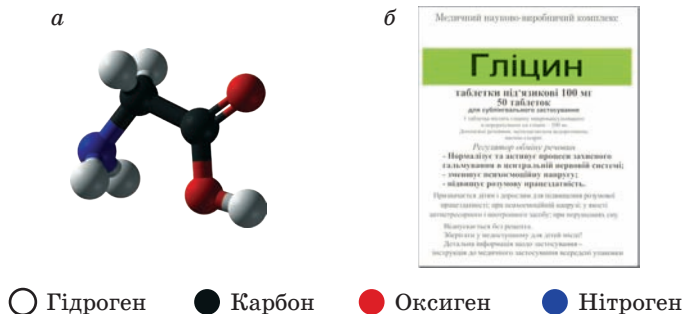


Рис. 53. Аміноетанова кислота:

a — кулестрижнева модель; *б* — медичний препарат



**Дороті Кроуфут-Ходжкін
(1910–1994)**

Англійська жінка-вчена, лауреат Нобелівської премії з хімії (1964). Методом рентгеноструктурного аналізу дослідила просторову будову молекули інсуліну, що складається із залишків амінокислот (кількістю від 21 до 30).

Запитання та завдання



1. Які органічні сполуки називають амінокислотами?
2. Яка молекулярна та структурна формули аміноетанової кислоти?
3. Чому аміноетанова кислота є амфотерною органічною сполукою?
4. Які функціональні групи входять до складу аміноетанової кислоти?
5. Чим відрізняється амфотерність аміноетанової кислоти від амфотерності неорганічних сполук?
6. Як називають продукт взаємодії великої кількості амінокислот, що має місце в живих організмах?
7. Як називають продукти, що утворюються під час взаємодії між собою: а) двох; б) трьох; в) тисячі молекул амінокислот?
- *8. Яка маса продукту реакції утворилася, якщо з аміноетановою кислотою прореагувало 20 г натрій гідроксиду?
- *9. Аміноетанова кислота якої маси може прореагувати з хлоридною кислотою, взятою масою 73 г?
- *10. Дипептид якої маси може утворити аміноетанова кислота масою 150 г?
11. Яку реакцію — кислотну, лужну чи нейтральну — мають водні розчини амінокислот? Чому?
12. Складіть рівняння реакції взаємодії аміноетанової кислоти з кальцій гідроксидом. Скільки атомів Гідрогену в молекулі продукту реакції?
13. Обчисліть число атомів Гідрогену в молекулі дипептиду, утвореного з двох молекул аміноетанової кислоти. Визначте його молекулярну масу.
14. Аміноетанова кислота масою 30 г прореагувала з натрій гідроксидом. Яка маса натрій гідроксиду вступила в реакцію?

§ 60. Білки: склад і будова.

Гідроліз, денатурація, кольорові реакції білків

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- які органічні сполуки називають білками;
- яка структура білків;
- які хімічні властивості білків;
- яке значення білків для живого організму.

Склад і будова білків. *Білки* — це природні високомолекулярні сполуки, які складаються із залишків молекул амінокислот, що сполучені між собою у певній послідовності пептидними зв'язками.

У складі білків трапляються залишки молекул 20 амінокислот.

За хімічним складом білки поділяють на дві групи — прості та складні.

До *простих білків* відносять такі, що внаслідок гідролізу утворюють тільки амінокислоти (їх небагато).

До *складних білків* відносять такі, унаслідок гідролізу яких утворюються як амінокислоти, так і речовини небілкової природи (вуглеводи, ортофосфатна кислота тощо).

Властивості білків залежать не лише від того, які амінокислотні залишки утворюють їх, а й від того, у якій послідовності вони сполучені один з одним. Особливість будови білків полягає у суворому порядку чергування залишків амінокислот. Через це розрізняють первинну, вторинну, третинну та четвертинну структуру білків.

Первинна структура білків визначається послідовністю чергування амінокислотних залишків у поліпептидному ланцюзі (рис. 54). Установлення первинної структури білків є важливою науковою проблемою.

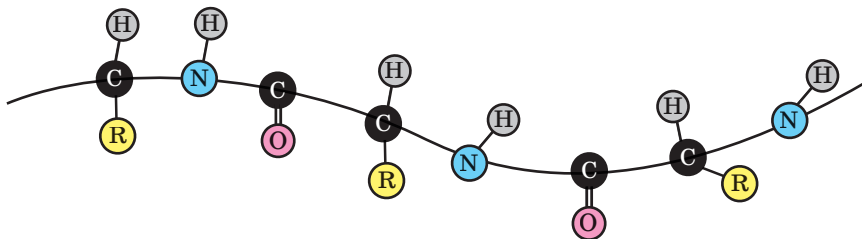


Рис. 54. Первинна структура білків:

R — вуглеводневий залишок (H_3C —, $-\text{C}_2\text{H}_5$ —, $-\text{C}_3\text{H}_7$ тощо)

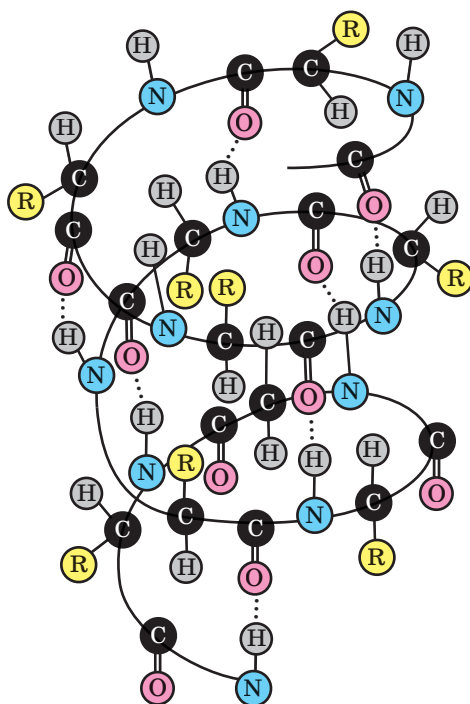
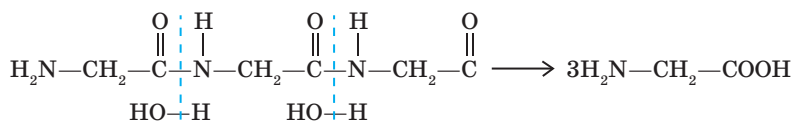


Рис. 55. Вторинна структура білків: пунктиром позначено водневі зв'язки між атомами Гідрогену й Оксигену в пептидній групі

Вторинна структура білків визначається формою поліпептидного ланцюга, згорнутого в спіраль, яку називають α -спіраллю. Спіралеподібна форма молекули зберігається завдяки виникненню водневих зв'язків між атомами Гідрогену й Оксигену в пептидній групі, які розміщуються між витками спіралі (рис. 55).

Третинну й четвертинну структури білків вивчають у старших класах.

Хімічні властивості. Під час нагрівання білки за наявності лугів або кислот, а також під дією ферментів — біологічно активних речовин — зазнають *гідролізу* з утворенням амінокислот. Повний гідроліз, наприклад, одного із трьох пептидів можна зобразити у вигляді такого рівняння:



У результаті гідролізу руйнуються пептидні ланцюги білків та утворюється суміш амінокислот, а також інші речовини.

Денатурація білків — це процес зсідання, пов'язаний зі зміною їхньої просторової структури, крім первинної. Денатурацію білків може викликати дія на них кислот, лугів, спиртів, нагрівання, підвищений тиск.

У більшості випадків білки одержують з рослин і тварин. Деякі з них, наприклад інсулін, добувають синтетичним шляхом.

Білки — один із найголовніших компонентів харчових продуктів. Під час приготування їжі, яке супроводжується смаженням або кип'ятінням, відбувається денатурація білків. У такому вигляді вони краще засвоюються організмом, тобто легше піддаються гідролізу під дією шлункового соку. Амінокислоти, що при цьому утворюються, витрачаються на побудову білків організму.

Білки широко застосовуються як компоненти багатьох лікарських препаратів.

Демонстраційний дослід

• Розчинення білків

Розбивають куряче яйце, після чого білок відокремлюють від жовтка. Потім білок виливають в стакан і доливають дистильованої води до об'єму 100 мл. Суміш енергійно перемішують. Добутий розчин фільтрують крізь 2–3 шари марлі.

• Осадження білків

У дві пробірки наливають розчин білка (одержаний у попередньому досліді) об'ємом 1–2 мл. У першу пробірку добавляють по краплинах розчин купрум(II) сульфату ($w(\text{CuSO}_4) = 20\%$), у другу — розчин плюмбум(II) етанату ($w(\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2) = 15\%$). У всіх пробірках спостерігається утворення осаду білка. Але в надлишку розчинів $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ та $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ білок розчиняється.

Властивість білка зв'язувати йони важких металічних елементів використовують у клінічній практиці, зокрема для запобігання отруєнню в разі потрапляння до організму солей Меркурію(II), Плюмбуму(II), Купруму(II).

Унаслідок навіть слабкого нагрівання білок зсідає.

Демонстраційний дослід

Денатурація білків

У три пробірки вносять по 10 крапель розчину курячого білка. У першу пробірку додають 1 краплину розчину етанової кислоти ($w(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1\%$) і нагрівають до кипіння. Випадає осад денатурованого білка. У другу пробірку додають по краплинах розчин аргентум(I) нітрату ($w(\text{Ag}(\text{NO}_3)) = 5\%$). Випадає осад денатурованого білка, який не розчиняється в надлишку

доданого розчину солі. У третю пробірку додають по краплинах розчин меркурій(II) нітрату ($w(\text{Hg}(\text{NO}_3)_2) = 5\%$). Випадає осад денатурованого білка, який не розчиняється у надлишку доданого розчину солі.

Ці процеси пов'язані зі зміною просторової структури білка.

Для білків характерні **кольорові реакції**, за допомогою яких здійснюють якісний хімічний аналіз:

а) **біуретова реакція** — дія на білок розчину лугу та розчину купрум(II) сульфату, при цьому розчин забарвлюється у фіолетовий колір;

б) **ксантопротеїнова реакція** — дія концентрованої нітратної кислоти з появою жовтого забарвлення. У разі додавання лугу жовте забарвлення змінюється на оранжеве.

Лабораторний дослід 22

Кольорові реакції білків

• Біуретова реакція

Налийте розчин білка об'ємом 2 мл у пробірку й додайте до нього такий самий об'єм натрій гідроксиду ($w(\text{NaOH}) = 40\%$), а потім 2–3 краплі розчину купрум(II) сульфату ($w(\text{CuSO}_4) = 1\%$). Після енергійного збовтування суміші розчин набуває забарвлення. Якого? Укажіть, пептидний зв'язок якого складу виявляється цією реакцією.

• Ксантопротеїнова реакція

Налийте розчин білка об'ємом 2 мл у пробірку, додайте до нього концентровану нітратну кислоту ($\rho = 1,4$ г/мл) об'ємом 1 мл та обережно нагрійте. Утворюється осад. Якого кольору? Після охолодження осад обробіть лугом, який додавайте по краплинах до появи іншого забарвлення (якого?).

Значення білків. За участі білків регулюються найважливіші властивості живого організму — зростання, рухливість, спадковість, імунітет, діяльність органів чуттів.

Особливо важливу роль відіграють білки, які містять **незамінні амінокислоти**, яких налічується дев'ять. Усі вони синтезуються лише в зелених рослинах і не синтезуються в живих організмах: це лізин, лейцин, фенілаланін та ін. Амінокислоти, які можуть синтезуватися в організмі тварин і людей з інших амінокислот або небілкових компонентів, називають **замінними** (гліцин — аміноетанова кислота, серин, глутамінова кислота).

Основні поняття. Білки. Первинна, вторинна, третинна і четвертинна структури білків. Денатурація білків. Зсідання білків. Біуретова та ксантопротеїнова реакції на білки.

Для допитливих



Білки є також харчовими речовинами. У насінні багатьох рослин (пшениці, кукурудзи, рису та ін.) містяться харчові білки. До них відносять також *альбумін* — основний компонент яєчного білка та *казеїн* — основний білок молока. Під час перетравлювання білкової їжі в організмі людини відбувається гідроліз пептидних зв'язків, за допомогою яких молекули білків сполучаються одна з одною. Унаслідок цього білки розпадаються на окремі амінокислоти, з яких організм у подальшому утворює нові пептидні зв'язки або які використовує для одержання енергії. Цим гідролізом керують теж білки — ферменти.

Білки беруть участь у регулюванні клітинної та фізіологічної активності. Наприклад, гормон *інсулін*, що регулює обмін глюкози, і гормон росту. Білки *актин* і *міозин*, з яких побудовано м'язи, наділяють організм здатністю змінювати форму та пересуватися. Білки виконують опорну й захисну функції, скріплюють біологічні структури та надають їм міцності. Шкіра являє собою практично чистий білок *колаген*, а волосся, нігті та пташине пір'я складаються з міцного нерозчинного білка *кератину*.

Ада Йонат (р. н. 1939)

Ізраїльтянська жінка-вчена, лауреат Нобелівської премії з хімії (2009). Одна з перших дослідників дії антибіотиків на білки. Це був дуже важливий крок у процесі вивчення клінічної ефективності лікарської терапії.



Запитання та завдання



1. Які природні високомолекулярні сполуки називають білками?
2. Які існують структури білків? Яка з них є найскладнішою?
3. Що таке гідроліз білків? Які речовини внаслідок нього утворюються?
4. Який процес називають денатурацією білків?
5. У чому полягає сутність біуретової та ксантопротеїнової реакції?
6. Які найважливіші властивості організму регулюються за участі білків?
7. Як називають амінокислоти, що входять до складу білків і не синтезуються в організмі? Скільки їх налічується?
- *8. Складіть рівняння реакції утворення дипептиду з незамінної амінокислоти аланіну $\text{CH}_3\text{—CH—COOH}$.
$$\begin{array}{c} | \\ \text{NH}_2 \end{array}$$
- *9. Складіть рівняння реакції утворення трипептиду із замінної амінокислоти серину $\text{H}_2\text{N—CH—COOH}$.
$$\begin{array}{c} | \\ \text{CH}_2\text{OH} \end{array}$$

§ 61. Нуклеїнові кислоти: склад і будова, біологічне значення

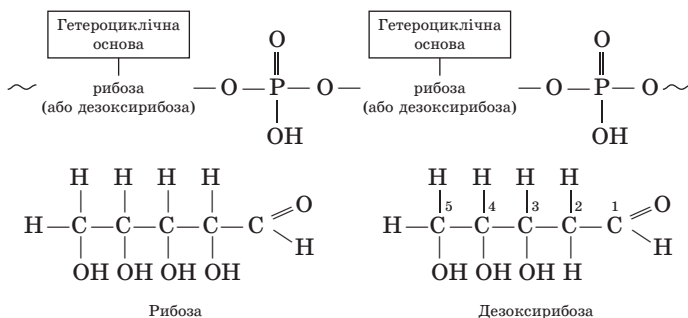
У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- що таке нуклеопротейди;
- що таке РНК і ДНК та яку роль вони відіграють у життєдіяльності організмів.

ДНК — настільки важлива молекула, що ми ніколи не знатимемо про неї занадто багато.
Френсіс Крік,
лауреат Нобелівської премії

Склад і будова. Однією із груп складних білків, або *нуклеопротейдів*, є такі, до складу яких поряд з амінокислотами входять і *нуклеїнові кислоти* — біополімери. Це надзвичайно важлива група речовин, через те що вони є безпосередніми компонентами будь-якої живої тканини. Деякі нуклеопротейди існують у природі у вигляді особливих частинок — вірусів, що мають патогенну активність.

Молекули нуклеїнової кислоти мають ланцюжкову будову, яка складається з великої кількості ланок. Кожна ланка ланцюга побудована таким чином:



Рибоза та дезоксирибоза є представниками альдегідоспиртів, оскільки поряд із гідроксигрупами містять й альдегідну групу. Дезоксирибоза відрізняється від рибози відсутністю другого атома Карбону гідроксигрупи. До складу гетероциклічних основ у випадку рибози може входити: аденін (А), гуанін (Г), цитозин (Ц), урацил (У); а у випадку дезоксирибози: аденін (А), гуанін (Г), цитозин (Ц), тимін (Т), які мають досить складну будову та склад. Через складну будову гетероциклічних основ їхній склад позначають, у більшості випадків, лише першою літерою їхньої назви. Наприклад, аденін позначають (А).

Під час гідролізу нуклеїнові кислоти розщеплюється на гетероциклічну основу — рибозу або дезоксирибозу та ортофосфатну кислоту H_3PO_4 .

Нуклеїнова кислота, яка містить рибозу, має назву *рибонуклеїнової*, скорочено позначають РНК. Нуклеїнову кислоту, що містить дезоксирибозу, називають *дезоксирибонуклеїною*, її позначають ДНК.

У молекулах нуклеїнових кислот усі ланки пов'язані в суворій послідовності, тому, як і молекули білків, макромолекули ДНК і РНК мають тривимірну структуру (вторинну, третинну, четвертинну), обумовлену утворенням водневих зв'язків. При цьому молекули ДНК, як правило, являють собою спіраль, що складається з двох полінуклеотидних спіралей, закручених навколо спільної осі.

Біологічне значення. Нуклеопротейди мають дуже важливе біологічне значення. Поділ клітин, біосинтез білка, передавання спадковості тісно пов'язані з нуклеопротейдами та однією з їхніх складових частинок — нуклеїновими кислотами.

ДНК і РНК локалізуються у різних частинах клітини, саме із цим і пов'язані їхні функціональні особливості.

ДНК є основним будівельним матеріалом генів, у яких зберігаються спадкові функції організму.

РНК виконує різні функції: транспортну, інформаційну, а також кодує спадкову інформацію та переносить її до місця збирання білкової молекули тощо.

Основні поняття. Нуклеопротейди. Нуклеїнові кислоти. Рибонуклеїнова кислота (РНК). Дезоксирибонуклеїнова кислота (ДНК).

Розалінд Елсі Франклін (1920–1958)

Англійська жінка-вчена, біофізик і рентгенограф, яка зробила вагомий внесок у розуміння структури ДНК, вірусів, вугілля та графіту. Вона вперше здійснила рентгенівський дифракційний аналіз молекули ДНК. Спираючись на результати дослідження Франклін, учені Джеймс Ватсон і Френсіс Крік створили гіпотезу структури подвійної спіралі ДНК, за що отримали Нобелівську премію.



Запитання та завдання

1. Що таке нуклеопротейди? Які кислоти входять до їхнього складу?



2. Яку будову мають нуклеїнові кислоти?
3. На які речовини розщеплюється нуклеїнова кислота під час гідролізу?
4. Яку назву мають нуклеїнові кислоти, до складу яких входить: а) рибоза; б) дезоксирибоза? Як їх позначають?
5. Які функції в організмі виконує ДНК, а які — РНК?

§ 62. Природні й синтетичні сполуки. Значення продуктів органічної хімії

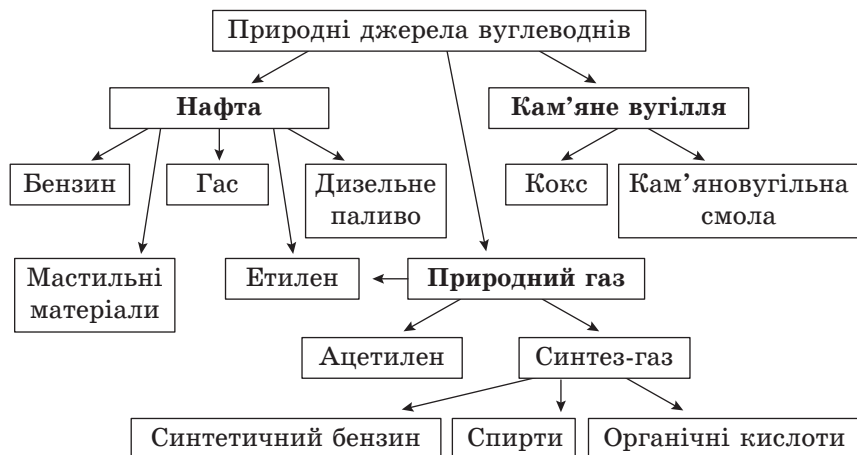
У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- що є основним природним джерелом органічних сполук;
- які речовини одержують перероблянням природних джерел органічних сполук;
- які речовини належать до найважливіших синтетичних органічних сполук.

Природні органічні сполуки. Основними природними джерелами органічних сполук, зокрема вуглеводнів, є нафта, природний газ і кам'яне вугілля (схема 14). Нафта містить головним чином *насичені вуглеводні*. Унаслідок її перегонки одержують бензин, гас, дизельне паливо, а також мастильні матеріали.

Основною складовою природного газу є *метан*, який використовують як ефективне паливо. Під час його згорання не утворюються ані зола, ані отруйний чадний газ. Тому природний газ вважають екологічно чистим паливом. Велику кількість природного газу використовує хімічна промисловість. Його переробка зводиться головним чином до отримання ненасичених вуглеводнів

Схема 14



і синтез-газу — суміші карбон(II) оксиду та водню. Синтез-газ отримують нагріванням метану з водяною парою. Із цієї суміші, використовуючи різні каталізатори, синтезують оксигеновмісні сполуки — метанол, етанову кислоту тощо.

Під час пропускання над кобальтовим каталізатором синтез-газ перетворюється на суміш алканів, яка являє собою синтетичний бензин.

Із кам'яного вугілля одержують кокс і кам'яновугільну смолу. *Кокс* використовують у металургії як відновник для отримання заліза з оксидів Феруму. Кам'яне вугілля також використовують як паливо, однак при цьому виникають екологічні проблеми. Вугілля містить негорючі домішки, які під час окиснення палива перетворюються на шлак. Також до складу вугілля входять невеликі кількості сполук Сульфуру та Нітрогену, під час згорання яких утворюються оксиди, що забруднюють атмосферу.

Вуглеводи, що мають загальну формулу $C_n(H_2O)_m$, утворюються в листі рослин у результаті фотосинтезу. Вони є одним з основних джерел енергії живих організмів. До вуглеводів відносять також природні полімери, крохмаль і целюлозу. Крохмаль — складова частина багатьох продуктів харчування, а целюлоза — основна органічна речовина рослинних клітин. Унаслідок повного гідролізу крохмалю та целюлози одержують глюкозу.

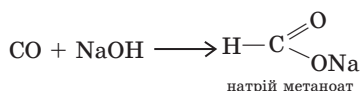
Амінокислоти — органічні сполуки, що містять дві функціональні групи: аміногрупу $-NH_2$ та карбоксильну групу $-COOH$. У результаті взаємодії амінокислот утворюються природні сполуки — усі рослинні та тваринні білки, або поліпептиди. Останні можуть містити до 26 амінокислот, але найчастіше 22.

Синтетичні органічні сполуки. До них належать *спирти*, найпоширенішим є етанол C_2H_5OH . Його одержують у результаті реакції приєднання води до етену або бродінням глюкози. Етанол використовують у хімічній, парфумерній та харчовій промисловості, а також у медицині.

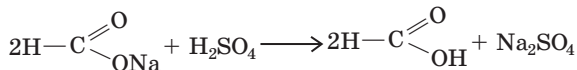
Карбонові кислоти — метанова, етанова — теж представники синтетичних органічних сполук. Метанову кислоту добувають із карбон(II) оксиду. Її використовують для фарбування тканин, оброблення шкіри та консервації кормів.

У промисловості метанову кислоту одержують у дві стадії:

- спочатку отримують натрій метанат:



- потім діють на натрій метаноат сульфатною кислотою:



Етанову кислоту, яка утворюється внаслідок окиснення бутану або етанолу, використовують як вихідну речовину для одержання ацетатного волокна, органічних розчинників, духмяних речовин. До них належать і жири, що утворюються внаслідок взаємодії гліцеролу з вищими карбоновими кислотами. Окиснення жирів є одним із джерел енергії живих організмів.

Жири належать до найважливіших харчових продуктів. З них одержують низку цінних речовин: гліцерол, мило, стеарин. Жири бувають твердими — це головним чином тваринні жири. Вони містять переважно стеаринову та пальмітинову кислоти. Рідкі жири вирізняються головним чином високим вмістом олеїнової кислоти та інших ненасичених карбонових кислот. Рідкі жири часто називають оліями: соняшникова, оливкова, кукурудзяна, бавовняна та ін. Рідкі жири внаслідок реакції гідрогенізації (приєднання водню за рахунок розриву подвійного зв'язку) часто перетворюються на тверді.

Амінокислоти добувають і штучно. Їх застосовують у медицині, для годівлі тварин, як вихідні речовини для одержання пластмас та штучного волокна.

Основні поняття. Природні й синтетичні органічні сполуки.

Запитання та завдання



1. До яких джерел органічних сполук відносять нафту, природний газ, вугілля, вуглеводи, жири?
2. До яких органічних сполук — синтетичних чи природного походження — відносять спирти, карбонові кислоти?
3. За допомогою якого процесу одержують етанол?
4. Як одержують метанову та етанову кислоти?
5. За допомогою якого процесу рідкі жири можна перетворити на тверді?
6. Для одержання яких продуктів амінокислоти використовують як вихідні речовини?
7. Яку максимальну кількість амінокислот можуть містити тваринні білки?
8. Унаслідок переробки яких речовин можна одержати глюкозу, крохмаль, целюлозу, амінокислоти?

Експериментуємо вдома

Виявлення білків у харчових продуктах

Приготуйте декілька розчинів, що, як можна припустити, містять білок. Це може бути м'ясний або рибний бульйон, відвар будь-яких овочів або грибів. Перед проведенням дослідів ці розчини бажано процідити крізь марлю.

Підготовлені розчини налейте у пробірки приблизно до половини об'ємів. Додайте до них прокипілий охолоджений розчин пральної соди та розмішайте. Долейте розчин мідного купоросу. Якщо в досліджуваному відварі міститься білок, забарвлення відразу стане фіолетовим.



Тестові завдання

- Об'єм вуглеводню ряду метану відноситься до об'єму кисню, потрібного для повного згорання алкана, як 1 : 6,5. Назва вуглеводню:
А бутан
Б пентан
В етан
Г пропан
- Білки, макромолекули яких утворені виключно залишками молекул амінокислот:
А нукліди
Б протеїни
В протеїди
Г нуклеотиди
- Установіть відповідність між типом реакції, позначеним цифрою, та її назвою, позначеною буквою:

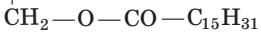
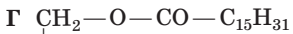
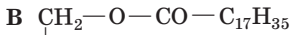
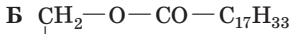
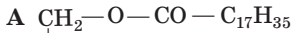
1 реакція приєднання водню до молекули ненасиченої органічної сполуки	А біуретова реакція
2 реакція заміщення атомів Гідрогену в молекулі метану на атоми галогену	Б ксантопротеїнова реакція
3 реакція виявлення білка купрум(II) гідроксидом у лужному середовищі	В галогенування
4 реакція виявлення білка розчином концентрованої нітратної кислоти	Г гідроліз

Г гідрування
- Об'єм кисню, потрібний для спалювання 100 л (н. у.) метану становить:
А 300 л
Б 150 л
В 100 л
Г 200 л

5. Кількість атомів Карбону в бутані об'ємом 6,72 л (н. у.) дорівнює:
- А $1,2 \cdot 10^{24}$
 - Б $4,5 \cdot 10^{23}$
 - В $1,8 \cdot 10^{23}$
 - Г $2,4 \cdot 10^{24}$
6. Унаслідок пропускання пропену крізь бромну воду маса реакційної посудини зросла на 10,5 г, що відповідає утворенню продукту реакції масою:
- А 46,8 г
 - Б 50,5 г
 - В 54,6 г
 - Г 61,7 г
7. Ненасичений вуглеводень відрізняє від насиченого:
- А кратність хімічного зв'язку
 - Б розчинність у воді
 - В реакційна здатність
 - Г якісний склад
8. Вуглеводень, узятий об'ємом 1 л (н. у.) і масою 1,34 г, містить Гідроген, масова частка якого становить 20 %. Вуглеводень має назву:
- А метан
 - Б етан
 - В етен
 - Г етин
9. Обчисліть тепловий ефект реакції (значення якого наведіть у її термохімічному рівнянні) згорання метанолу масою 40 г, якщо в результаті окиснення його киснем виділяється 2200 кДж теплоти.
- А $\Delta H_{\text{р-ції}} = -960 \text{ кДж}$
 - Б $\Delta H_{\text{р-ції}} = -880 \text{ кДж}$
 - В $\Delta H_{\text{р-ції}} = -720 \text{ кДж}$
 - Г $\Delta H_{\text{р-ції}} = -610 \text{ кДж}$
10. У результаті згорання вуглеводню масою 6 г утворилося 17,6 г карбон(IV) оксиду та 1,2 г води. Його склад відповідає формулі:
- А CH_4
 - Б C_2H_2
 - В C_2H_4
 - Г C_2H_6
11. Гідратацією етену, узятого об'ємом 112 л (н. у.), добули етанол масою 207 г. При цьому масова частка виходу спирту становить:
- А 96 %
 - Б 90 %
 - В 93 %
 - Г 88 %

12. У результаті взаємодії метанолу, взятого кількістю речовини 1,5 моль, з металічним натрієм одержали водень об'ємом (н. у.):
- А 16,8 л
 - Б 18,6 л
 - В 14,4 л
 - Г 12,5 л
13. Розчином об'ємом 30 мл, густиною 1,22 г/мл і масовою часткою натрій гідроксиду 20 % можна нейтралізувати етанову кислоту масою:
- А 9,0 г
 - Б 11,0 г
 - В 12,3 г
 - Г 14,1 г
14. Для розчинення цинку масою 5 г потрібен розчин з масовою часткою метанової кислоти 20 % і масою:
- А 35 г
 - Б 42 г
 - В 49 г
 - Г 53 г
15. Гліцерол реагує з кожною речовиною набору:
- А Na, CaCl₂
 - Б Cu(OH)₂, HCl
 - В Na, Cu(OH)₂
 - Г Cl₂, Zn(OH)₂
16. Етен реагує з кожною речовиною набору:
- А N₂, Cu(OH)₂, HCl
 - Б Al, H₂O, N₂
 - В O₂, H₂, Br₂
 - Г CO₂, S, Na
17. Яку речовину можна використати для того, щоб відрізнити етанол від гліцеролу:
- А вода
 - Б натрій
 - В натрій гідроксид
 - Г купрум(II) гідроксид

18. До складу яких жирів входять залишки ненасичених карбонових кислот?



19. Щоб перетворити триолеїноат масою 106 г на твердий жир (тристеарин), необхідно витратити водень об'ємом (н. у.):

А 10,0 л

Б 9,5 л

В 11,6 л

Г 12,0 л

20. Основним джерелом метану для одержання органічних речовин є:

А вугілля

Б природний газ

В алюміній карбід

Г нафта

21. Який реагент необхідно взяти для перетворення рідких жирів на тверді:

А розчин NaOH

Б кисень

В розчин KOH

Г водень

22. Під час нагрівання та за наявності йонів Гідрогену одержали 60 г глюкози за рахунок гідролізу сахарози масою:

А 106 г

Б 114 г

В 122 г

Г 134 г

23. Для нейтралізації аміноетанової кислоти кількістю речовини 0,6 моль використали розчин з масовою часткою натрій гідроксиду 20 %, густиною 1,20 г/мл та об'ємом:
А 96 мл
Б 100 мл
В 104 мл
Г 110 мл
24. Унаслідок виявлення амфотерних властивостей аміноетанова кислота масою 30 г вступила в реакцію з хлоридною кислотою з $w(\text{HCl}) = 3\%$, густиною 1,15 г/мл і об'ємом:
А 42,3 мл
Б 47,8 мл
В 38,4 мл
Г 51,6 мл
25. Унаслідок засвоєння рослиною 224 л (н. у.) карбон(IV) оксиду в ній утворився крохмаль масою:
А 365 г
Б 220 г
В 320 г
Г 270 г

Найважливіше в розділі 5

Органічна хімія — це хімія сполук Карбону. Її також можна вважати хімією вуглеводнів та їхніх похідних. Кількість органічних сполук у багато разів перевищує кількість неорганічних. Це зумовлено здатністю Карбону утворювати довгі ланцюги або цикли, а також кратні зв'язки. Майже всі органічні речовини мають молекулярну будову.

Основою будь-якої органічної молекули є карбоновий скелет, з яким можуть бути сполучені функціональні групи атомів, що визначають багато фізичних і хімічних властивостей речовини та її приналежність до певного класу. Сполуки того самого класу, що мають подібну будову, але відрізняються за складом на одну чи декілька груп $-\text{CH}_2-$, називають гомологами.

Атоми в молекулах органічних речовин сполучені хімічними зв'язками в певній послідовності відповідно до їхньої валентності. Валентність Карбону завжди дорівнює чотирьом. Будову молекули виражають структурною формулою, у якій хімічні зв'язки між атомами зображають рисками. Структурні формули вказують тільки на послідовність сполучення атомів у молекулі.

Вуглеводні складаються лише з двох хімічних елементів — Карбону та Гідрогену. Усі вони слабополярні сполуки, нерозчинні у воді. Вуглеводні із кількістю атомів Карбону не більш як чотири

за звичайних умов газоподібні, із кількістю атомів від C_5 до C_{17} — рідини, а вище — тверді речовини. Насичені вуглеводні (алкани) містять тільки одинарні зв'язки $\begin{array}{c} | & | \\ -C & -C- \\ | & | \end{array}$, ненасичені — хоча б один подвійний (>C=C<) чи потрійний ($-C\equiv C-$) зв'язок. Найпростіший вуглеводень — метан CH_4 .

Ізомерія — це явище існування речовин з однаковим якісним і кількісним складом, що відрізняються будовою, а отже, фізичними і хімічними властивостями. Зі зростанням кількості атомів Карбону кількість ізомерів збільшується. Загальна формула гомологічного ряду алканів $C_n H_{2n+2}$, де n — це кількість атомів Карбону.

Насичені вуглеводні — інертні сполуки, вони реагують лише з активними речовинами — киснем і галогенами. Під час згорання насичених вуглеводнів виділяється велика кількість теплоти. Тому головна галузь використання насичених вуглеводнів — енергетика, а також промисловий синтез органічних сполук.

Етен та етин є першими членами гомологічних рядів ненасичених вуглеводнів. У молекулі етену кратність зв'язку між атомами Карбону дорівнює двом, а в молекулі етину — трьом. Характерна властивість етену й етину — здатність вступати в реакції окиснення, гідрування, галогенування, а етену — і в реакції полімеризації.

Об'єми газів, що реагують між собою, за незмінної температури і тиску відносяться один до одного, а також до об'ємів утворених газоподібних речовин як невеликі цілі числа (закон об'ємних відношень Гей-Люссака).

Молекули ненасичених вуглеводнів здатні сполучатися між собою з утворенням полімерів. Етен $H_2C=CH_2$ називають мономером, речовину $(-CH_2-CH_2-)_n$ — полімером, групу атомів $(-CH_2-CH_2-)$, яка багато разів повторюється в складі полімеру, — структурною ланкою, число n — ступенем полімеризації. Від значення $n = 20-2000$ залежить агрегатний стан та інші фізичні властивості полімеру. Із ненасичених вуглеводнів добувають етиловий спирт, етанову кислоту, пластмаси, каучук. Основні природні джерела вуглеводнів — нафта, природний газ і кам'яне вугілля. Нафта складається переважно з насичених вуглеводнів, у результаті її перегонки отримують бензин, керосин, дизельне паливо, мастила. Головною складовою природного газу є метан.

Спирти — це похідні вуглеводнів, у молекулах яких один або декілька атомів Гідрогену заміщені на групу $-OH$.

Метанол, етанол і гліцерол — безбарвні рідини, які змішуються з водою в будь-яких співвідношеннях. Найпоширеніший спирт — етанол C_2H_5OH , його отримують приєднанням води до етилену або бродінням глюкози. Застосовують у хімічній, парфумерній і харчовій промисловості, у медицині. Метанол і етанол є отруйними речовинами.

Хімічний зв'язок між атомами Оксигену та Гідрогену в групі —ОН полярний, тому атом Гідрогену здатен відщеплюватися. Через це спирти виявляють кислотні властивості. Зі збільшенням кількості груп —ОН кислотні властивості спиртів зростають. До найважливіших хімічних властивостей відносять здатність спиртів зазнавати повного окиснення, вступати в реакції з активними металами, а гліцеролу — також з основами, зокрема з купрум(II) гідроксидом. Ця реакція є якісною на багатоатомні спирти.

Карбоновими кислотами називають похідні вуглеводнів, у яких один або декілька атомів Гідрогену заміщено на функціональну групу —COOH. До найпростіших насичених одноосновних карбонових кислот відносять метанову HCOOH та етанову CH_3COOH , до складу яких входить одна карбоксильна група —COOH. Що менше значення n у вуглеводневому радикалі, то більша сила кислоти: метанова кислота сильніша, ніж її гомологи. Через це у водних розчинах кислоти виявляють сильніші кислотні властивості у порівнянні зі спиртами з такою самою кількістю атомів Карбону в молекулі.

Метанова й етанова кислоти — безбарвні речовини з характерним різким запахом, які змішуються з водою в будь-яких співвідношеннях. Розчини карбонових кислот надають лакмусу червоного кольору, дисоціюють на йони, проводять електричний струм. До найважливіших хімічних властивостей відносять їхню здатність взаємодіяти з металами, що стоять у витискувальному ряду до водню; з основними оксидами, лугами, спиртами.

Вищими (насиченими або ненасиченими) називають карбонові кислоти з кількістю атомів Карбону у вуглеводневому радикалі C_{15} і вище. Серед вищих насичених карбонових кислот найбільше значення має стеаринова кислота $C_{17}H_{35}COOH$, а серед вищих ненасичених — олеїнова кислота $C_{17}H_{33}COOH$.

Жири — це органічні речовини, утворені вищими монокарбоновими кислотами та триатомним спиртом гліцеролом. Жири бувають твердими та рідкими. Усі вони легші за воду і в ній не розчиняються. Температуру плавлення жирів визначити чітко неможливо, оскільки вони здебільшого не мають постійного складу. Найважливішою хімічною властивістю жирів є їхня

здатність вступати в реакцію гідролізу. У реакцію гідрування, (приєднання атомів Гідрогену), вступають лише жири, які утворені залишками вищих ненасичених монокарбонових кислот. На цій реакції ґрунтується спосіб перетворення деяких рідких жирів на тверді. Жири містяться в м'ясі, рибі, молочних продуктах, насінні, плодах.

Молекули вуглеводів містять, крім атомів Карбону, атоми Гідрогену й Оксигену. Загальна формула вуглеводів — $C_m(H_2O)_n$. Вони утворюються в рослинах у результаті фотосинтезу. Окиснення вуглеводів — одне з основних джерел енергії живих організмів. Вуглеводи поділяють на моносахариди (глюкоза, фруктоза) та полісахариди (сахароза, крохмаль, целюлоза). Молекулярні формули глюкози та фруктози — $C_6H_{12}O_6$, сахарози — $C_{12}H_{22}O_{11}$, крохмалю й целюлози — $(C_6H_{10}O_5)_n$.

Сахароза — одне з головних джерел вуглеводів у їжі людини. У кислотному середовищі або під дією ферментів вона перетворюється на молекули глюкози та фруктози.

Молекули крохмалю неоднакові за структурою та розмірами: вони можуть бути лінійними й мати молекулярну масу кілька сотень тисяч або розгалуженими з молекулярною масою кілька мільйонів. Реакція між крохмалем і йодом, яка відбувається з утворенням речовини синього кольору, є якісною на обидві речовини. Крохмаль не розчиняється у воді, але в гарячій воді набухає та утворює крохмальний клейстер. В організмі людини крохмаль під дією ферментів зазнає гідролізу й перетворюється на глюкозу. Крохмаль застосовують у виробництві антибіотиків, вітамінів та в медицині.

Целюлоза нерозчинна у воді, але внаслідок повного гідролізу за умови нагрівання або наявності кислот перетворюється на глюкозу. Молекули целюлози не бувають розгалуженими, вони переплітаються між собою, утворюючи волокна.

Глюкозу застосовують у медицині, кондитерському виробництві, бавовняній промисловості. В організмі людини глюкоза є основним джерелом енергії. Сахарозу добувають на заводах із цукрових буряків, використовують головним чином у харчовій промисловості. Целюлозу у вигляді деревини використовують як будівельний матеріал, у складі волокнистих матеріалів — для виготовлення канатів, тканин, паперу, штучних волокон, пластмаси, лаків тощо.

Аміноетанова кислота — це органічна сполука, яка має у своєму складі дві функціональні групи: аміногрупу H_2N — та карбоксильну групу — $COOH$. Через це вона виявляє подвійні хімічні властивості — основні та кислотні, тобто є амфотерною сполукою.

Молекули амінокислот можуть реагувати між собою, утворюючи пептиди, у яких залишки амінокислот сполучені пептидними зв'язками. Природні поліпептиди називають білками.

Білками називають високомолекулярні сполуки, які складаються із залишків молекул амінокислот, що сполучені між собою пептидними зв'язками у певній послідовності. Це хімічний зв'язок між групою атомів



однієї молекули амінокислоти та групою атомів $-\text{NH}$ іншої молекули. Властивості білків залежать від їхнього амінокислотного складу та від того, у якій послідовності амінокислоти сполучені в поліпептидному ланцюзі. Первинна структура білків визначається послідовністю чергування амінокислотних залишків у поліпептидному ланцюзі. Вторинна структура білків — це форма поліпептидного ланцюга, згорнута у спіраль. Гідроліз білків відбувається під час їх нагрівання за наявності лугів або кислот, а також під дією ферментів. Продуктом гідролізу білків є насамперед амінокислоти. Денатурація білків — це процес руйнування їхньої просторової структури зі зберіганням первинної структури. Кольорові реакції на білки — це біуретова та ксатопротеїнова реакції. За участі білків регулюються найважливіші властивості живого організму.

Нуклеїнові кислоти (полінуклеотиди) — біополімери, які здійснюють зберігання та передавання генетичної інформації у всіх живих організмах, а також беруть участь у біосинтезі білків.

Розділ 6

Узагальнення знань з хімії

§ 63. Будова речовини. Багатоманітність речовин і хімічних реакцій. Взаємодія між речовинами та їхні взаємоперетворення

У цьому параграфі ви повторите:

- що таке прості і складні речовини, метали і неметали;
- як поділяють складні речовини;
- відомості про взаємні перетворення речовин.

Хімія — це наука про властивості хімічних елементів та їхніх сполук і про закономірності перетворення речовин.

Будова речовин. Речовина — це одна з основних форм існування матерії. Частинками, що входять до складу речовин, є атоми і молекули. Усі речовини — це сполуки хімічних елементів, які являють собою певні типи атомів.

За будовою речовини відрізняються одна від одної елементним складом, тобто відносним вмістом у молекулі або кристалі атомів певного типу, їхнім взаємним розташуванням, а також загальним числом атомів у молекулі.

Тверді речовини бувають кристалічними та аморфними.

Кристалічними називають тверді речовини, для яких характерне суворо упорядковане розташування частинок, що утворюють цю речовину та коливаються відносно деяких точок рівноваги.

Аморфними називають речовини, у яких немає суворо упорядкованого розташування частинок. За внутрішньою будовою вони подібні до рідин, які мають дуже високу в'язкість.

Характерною особливістю будови кристалічних речовин є неоднаковість їхніх механічних, теплових, електричних, оптичних властивостей за різними напрямками. Наприклад, якщо з кубічного кристалу натрій хлориду вирізати два бруски: один перпендикулярно до граней куба, другий по діагоналі однієї із граней — та дослідити їх на розрив, то для розриву другого бруска знадобиться сила, удвічі більша, ніж для розриву першого бруска.

Іншою особливістю кристалічних речовин, яка відрізняє їх від аморфних, є суворо визначена температура плавлення.

Кристалічні ґратки розрізняють за характером частинок у вузлах і за характером зв'язку між ними.

Йонні кристалічні ґратки містять у вузлах йони з протилежним знаком. Зв'язок між ними не має специфічної направленості й обумовлений їхньою електростатичною взаємодією.

Молекулярні кристалічні ґратки містять у вузлах молекули речовин ковалентної природи, тобто таких, що складаються з атомів, сполучених один з одним ковалентними зв'язками. Для речовин з молекулярними кристалічними ґратками властиві невелика механічна міцність, досить значна леткість та низькі температури плавлення.

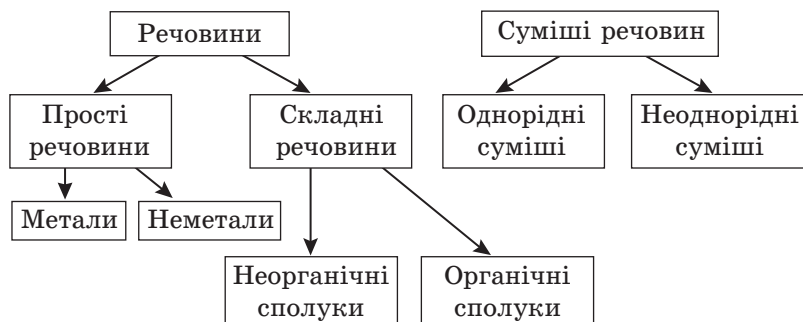
Атомні кристалічні ґратки містять у вузлах атоми багатовалентних елементів, які сполучені один з одним міцними ковалентними зв'язками. Такі кристалічні ґратки характерні для невеликої кількості речовин: вуглецю, силіцію, германію, бору. Атомним кристалам притаманні дуже велика твердість і висока температура плавлення.

Багатоманітність речовин і хімічних реакцій. Хімічні елементи утворюють велику кількість простих і складних речовин (схема 15). Прості речовини складаються з атомів одного елемента, а складні — з атомів двох або більшої кількості елементів.

Прості речовини, своєю чергою, залежно від типу хімічного зв'язку між їхніми атомами, поділяють на метали та неметали. У металів тип хімічного зв'язку між атомами — **металічний**, у неметалів — ковалентний. Серед відомих на цей час 118 елементів 83 є металами.

Хоча прості речовини побудовані з атомів тільки одного елемента, той самий елемент може утворювати декілька простих речовин.

Схема 15



Складні багатоелементні речовини поділяють:

- за кількістю елементів, що входять до їхнього складу, на групи: бінарні (HCl) та інші (K₂CO₃, NaHSO₄);
- за хімічними властивостями в хімічних реакціях на класи: оксиди, кислоти, основи, амфотерні гідроксиди, солі. Цю класифікацію неорганічних речовин розробили видатні хіміки XVIII—XIX ст. А. Л. Лавуазьє, М. В. Ломоносов, Й. Я. Берцеліус, Дж. Дальтон;

на вуглеводні, спирти, карбонові кислоти, жири, білки, вуглеводи тощо у разі органічних речовин.

Взаємозв'язки між речовинами та їхні взаємоперетворення відображають у вигляді рівнянь хімічних реакцій.

Розглянемо перетворення, наприклад, сполук Феруму в прямому і зворотному напрямках:

$\text{FeSO}_4 \rightarrow \text{FeCO}_3 \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe(OH)}_2 \rightarrow \text{Fe(NO}_3)_2$ — прямі перетворення;

$\text{Fe(NO}_3)_2 \rightarrow \text{Fe(OH)}_2 \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{FeCO}_3 \rightarrow \text{FeSO}_4$ — зворотні перетворення.

Прямі перетворення охарактеризуємо такими рівняннями реакцій:

- 1) $\text{FeSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{FeCO}_3 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$
- 2) $\text{FeCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$
- 3) $\text{FeCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Fe(OH)}_2 \downarrow + 2\text{NaCl}$
- 4) $\text{Fe(OH)}_2 + 2\text{HNO}_3 = \text{Fe(NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Зворотні перетворення можна подати такими хімічними рівняннями:

- 1) $\text{Fe(NO}_3)_2 + 2\text{NaOH} = \text{Fe(OH)}_2 \downarrow + 2\text{NaNO}_3$
- 2) $\text{Fe(OH)}_2 + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{FeCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{FeCO}_3 \downarrow + 2\text{NaCl}$
- 4) $\text{FeCO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4$ (розв.) = $\text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$

Запитання та завдання

1. Що таке речовина?
2. Як класифікують тверді речовини?
3. Які речовини називають: а) кристалічними; б) аморфними?
4. Як класифікують кристалічні речовини за типом кристалічних ґраток?
5. Який тип кристалічних ґраток називають: а) йонним; б) молекулярним; в) атомним; г) металічним?
6. Як називають речовини, що складаються з атомів лише одного елемента?
7. Як поділяють прості речовини залежно від виду хімічного зв'язку між атомами?



8. Чи може той самий елемент утворювати кілька простих речовин? Чим це обумовлено? Наведіть приклади.
9. За яким фактором складні речовини поділяють на класи?
10. Які класи неорганічних речовин є найважливішими?
11. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:
- а) $\text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$;
 б) $\text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow (\text{NH}_4)_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$;
 в) $\text{Na} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{NaNO}_3$.
12. Як із кальцій карбонату добути барій карбонат? Складіть рівняння реакцій.
13. Як отримати кальцій хлорид із кальцій нітрату, використовуючи калій карбонат і хлоридну кислоту? Складіть рівняння реакцій.
14. Як із купрум(II) нітрату отримати купрум(II) хлорид? Напишіть рівняння реакцій.
15. Запропонуйте три способи отримання карбон(II) оксиду (вуглекислого газу).
16. Визначте ланку, якої бракує в ланцюжку, що характеризує генетичний зв'язок речовин:
- а) $\text{S} \rightarrow ? \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{CaSO}_3$;
 б) $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$;
 в) $\text{Ca} \rightarrow ? \rightarrow ? \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$;
 г) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow ? \xrightarrow{+\text{Mg}} ? \xrightarrow{+\text{NaOH}} ?$;
 ґ) $\text{Mg}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^\circ} ? \xrightarrow{+\text{HCl}} ? \xrightarrow{+\text{KOH}} ? \xrightarrow{+\text{H}_2\text{SO}_4} ?$
- *17.** Нижче наведено пари речовин:
- | | |
|-----------------------------------------------------------------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------------------|
| а) оксид металічного елемента та водень;
проста речовина та кисень;
активний метал і кислота; | в) основа та кислота;
основний і кислотний оксиди;
кислотний оксид і луг; |
| б) основний оксид і вода;
кислотний оксид і вода;
основний оксид і кислота; | г) сіль і луг;
сіль і кислота;
сіль і сіль. |
- Речовини яких класів утворюються в результаті їхньої взаємодії? Наведіть приклади.
- *18.** Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення речовин:
 крохмаль \rightarrow глюкоза \rightarrow карбон(IV) оксид \rightarrow глюкоза.

§ 64. Місце хімії серед наук про природу, її значення для розуміння наукової картини світу. Хімія та екологія

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- яке місце посідає хімія серед наук про природу;
- що є основою технологічних процесів найважливіших галузей важкої індустрії;
- яку роль відіграють хімічні знання у вирішенні екологічних проблем людства.

Хімія відіграє провідну роль серед природничих наук
за своїм значенням в економіці
та в нашому повсякденному житті...

Без неї не відбуваються чудеса техніки,
досягнення медицини, опанування космосу.

*Жан-Марі Лен,
лауреат Нобелівської премії*

Місце хімії серед природничих наук. Хімія посідає центральне місце серед наук про природу, оскільки вона поєднує абстрактні фізичні та хімічні уявлення з біологічними й геологічними процесами, явищами живої та неживої природи. Багато хімічних перетворень відбувається під дією фізичних факторів, а саме — теплоти, електричного струму, випромінювання тощо. Біологічні зміни обумовлені послідовними хімічними реакціями. Деякі фізичні явища — електричний струм у гальванічному елементі, теплота, що виділяється під час згорання речовин, також є результатом хімічних процесів.

У багатьох галузях важкої індустрії основою технологічних процесів є хімічні реакції. Це виробництво мінеральних добрив, хімічних засобів захисту рослин, хімічних волокон, синтетичних смол, лаків і фарб, синтетичних мийних засобів. Продукти переробки нафти, лікарські препарати та вибухові речовини, каучук, гума, каталізatori, а також основні хімічні сполуки — сульфатна та нітратна кислоти, амоніак, етанол, етилен — добувають у результаті різноманітних хімічних процесів.

Знання з хімії необхідні всім людям, незалежно від їхнього фаху. Без цих знань неможливе, по-перше, формування наукового світогляду. По-друге, ці знання забезпечують раціональну поведінку людини, а в багатьох випадках і елементарну безпеку в повсякденному житті та діяльності в усіх галузях виробництва, навіть не пов'язаних безпосередньо з хімією. По-третє, знання з хімії є основою екологічних знань, необхідних для збереження природного середовища.

Екологічні проблеми. Розвиток промисловості та транспорту, збільшення чисельності населення, інтенсифікація сільського господарства (використання добрив, засобів захисту рослин), поховання небезпечних хімічних речовин на дні морів та океанів, відходів атомних електростанцій — усе це джерела глобального забруднення природного середовища (ґрунтів, води, повітря), яке постійно зростає. У біосфері понад мільйон хімічних сполук антропогенного походження: оксиди Карбону, Сульфуру, Нітрогену, сполуки Плюмбуму, Берилію, Меркурію, органічні речовини, гербіциди, пестициди, нітрати, а також продукти їхньої взаємодії під дією сонячного світла. Із 6 тисяч цих речовин 1,5 тисячі канцерогенно активні. У найбільших містах України — Києві, Донецьку, Харкові та Одесі — забруднення повітряного басейну в десять разів перевищує максимально допустимі норми.

Як бачимо, хімія та екологічні проблеми взаємопов'язані. Але хімічна промисловість у забрудненні навколишнього середовища поступається металургії та теплоенергетиці. Водночас хімічні знання та технології відіграють практично головну роль у вирішенні сучасних і майбутніх екологічних проблем незалежно від джерел їхнього виникнення.

Головними напрямками вивчення та розв'язання екологічних проблем за допомогою хімії є:

- аналітичний контроль стану навколишнього середовища, щоб уміст шкідливих речовин у воді або повітрі не перевищував гранично допустимих концентрацій (ГДК) — мінімальних концентрацій, що за умови щоденного впливу на організм протягом необмежено тривалого часу не спричиняють будь-яких захворювань, які можна виявити сучасними засобами досліджень;
- оцінка канцерогенної та мутагенної активності хімічних речовин;
- створення мало- і безвідходних виробництв, енерго- і ресурсозберігальних технологій;
- очищення та перероблення стічних вод, вихлопних газів і твердих відходів.

Роль хімії у вирішенні екологічних проблем, в охороні повітряного басейну та водойм полягає як у знищенні та очищенні відходів, так і в створенні безвідходних технологій. Розвиток вітчизняної економіки потребує продуманого та обережного вирішення екологічних проблем.



Рис. 56. Згубна дія кислотних дощів:
a — на природу; *б* — на пам'ятки архітектури

Задача хімії — зробити все можливе, щоб викиди в навколишнє середовище шкідливих хімічних речовин були мінімальними і відповідали встановленим нормам. У промисловому виробництві часто доводиться, наприклад, видаляти у відходи сульфур(IV) оксид, гідроген сульфід, нітроген оксиди, карбон(II) і карбон(IV) оксиди тощо. **Металургійні заводи протягом року викидають у повітря мільйони тонн сульфур(IV) оксиду.** У повітрі ці речовини реагують з водою та випадають у вигляді кислотних дощів (атмосферних опадів). Навіть невеликі їх концентрації у повітрі, воді, ґрунтах спричиняють згубну дію на рослини, отруюють організм людини та тварин, руйнують архітектурні споруди й пам'ятки (рис. 56). Необхідно уловлювати також викиди в атмосферу частинок виробничого пилу, які іноді містять свинець та інші отруйні метали.

Потрібен суворий контроль за роботою атомних електростанцій і надійне заховання відходів.

Гострою та невідкладною екологічною задачею хіміків в Україні є розробка найсучаснішої хімічної безвідходної технології. Зовсім неприпустимо, наприклад, що під шлаком та попелом, накопиченими тепловими електростанціями, перебуває біля 25 тисяч гектарів цінних родючих ґрунтів. Неможливо миритися з тим, що ці відходи не використовуються і тому щороку збільшуються.

Дуже важливою задачею хімічної науки в Україні є використання вторинної сировини. Так, під час добування алюмінію з металобрухту витрати енергії зменшуються у 23 рази, а умовного палива — у 7,4 раза порівняно з добуванням його з руди.

Міста без відходів — нагальна потреба сучасності. Чисті атмосфера й космос, води, ліси, луки та поля, краса і цілісність природи — це здоров'я всього живого на Землі, яке має вічну цінність і тому повинно бути збережено для нащадків.

Існування людства неможливе без широкого спектру продуктів, які можна добути лише за допомогою хімічних технологій. І хоча

з хімією часто пов'язують не тільки забруднення довкілля, яким супроводжуються багато промислових процесів, а й створення хімічної зброї, наркотиків та інших сумнівних «досягнень», це не привід відмовлятися від здобування та застосування хімічних знань. Самі по собі вони не можуть бути поганими чи хорошими. Хімічне знання — це могутнє знаряддя, а результат його використання залежить від того, у чиїх руках воно опиняється. Скориставшись тими самими законами, можна винайти нову технологію синтезу шкідливих речовин, а можна розробити нові лікарські препарати чи новий будівельний матеріал. Тому важливого значення набуває особистість людини: хімією повинні займатися лише високоосвічені, глибоко порядні та інтелектуально розвинуті професіонали.

Запитання та завдання



- °1. Яке місце серед наук про природу посідає хімія? Чому?
- °2. На чому ґрунтуються технологічні процеси в багатьох галузях важкої індустрії?
- °3. Чому знання хімії необхідне людині незалежно від її фаху?
- °4. Що відносять до джерел глобального забруднення природного середовища?
- °5. Якими є головні напрямки вивчення та розв'язання екологічних проблем за допомогою хімії?
6. Які шкідливі газоподібні речовини викидаються в атмосферу промисловими підприємствами та металургійними заводами?
7. Упровадження якої хімічної технології є актуальною задачею хіміків України?
8. Взаємозв'язок усього живого на Землі з фізичними та біологічними факторами навколишнього середовища вивчає:
 - а) палеонтологія;
 - б) генетика;
 - в) екологія;
 - г) цитологія.
9. Кількість отруйної речовини в навколишньому середовищі, яка не повинна негативно впливати на здоров'я людини внаслідок постійного чи тимчасового контакту з нею, називають:
 - а) гранично допустимі викиди;
 - б) гранично допустима концентрація;
 - в) промисловий викид;
 - г) залповий викид.
10. Відходи виробництва необхідно:
 - а) використовувати як сировину для іншого виробництва;
 - б) викидати в атмосферу, водойми, ґрунт;
 - в) спалювати;
 - г) захороняти.

11. Двигун легкового автомобіля викидає в повітря 400 г карбон(IV) оксиду на кожен кілометр шляху. Скільки кубічних метрів (н. у.) CO_2 викидає двигун за один день, якщо середньорічний пробіг автомобіля становить 20 тис. км?
12. Кожні 10 км шляху з вихлопними газами вантажівки в атмосферу потрапляє 700 г карбон(II) оксиду та 70 г нітроген(II) оксиду. Яким буде об'єм (н. у.) цих шкідливих речовин у разі перевезення вантажу на відстань 250 км двома автомобілями?
13. В 1 л бензину міститься 770 г Карбону. Скільки карбон(IV) оксиду викидає в атмосферу автомобіль у результаті спалювання 1 л бензину?
14. Для боротьби з фітофторою в сільському господарстві застосовують розчин мідного купоросу. Для цього зазвичай готують розчин купрум(II) сульфату з масовою часткою 1,5 % для обробки ґрунту і рослин. Обчисліть масу $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, потрібну для приготування 20 л такого розчину.
15. Для засолювання огірків використовують розчин з масовою часткою $w(\text{NaCl}) = 7\%$. Обчисліть масу солі та об'єм води, необхідні для приготування 5 л такого розчину, якщо його густина становить 1,048 г/мл. Визначте молярну концентрацію NaCl у цьому розчині. Пам'ятайте, що саме такий розчин стримує розвиток хвороботворних мікробів і водночас не перешкоджає процесам молочнокислого бродіння.
16. Людина в процесі своєї життєдіяльності користується мінеральною газованою водою. Яку масу вуглецю треба перетворити на CO_2 , щоб одержати 1 л такої води з масовою часткою CO_2 2 % і густиною $\rho = 1$ г/мл?
17. Установлено, що за вегетаційний період дерево, що має на собі 10 кг листя, може знешкодити 500 г сульфур(IV) оксиду та 250 г хлору. Який об'єм (н. у.) указаних газів може знешкодити одне таке дерево, якщо густина цих газів відповідно дорівнює 1,462 г/мл та 1,557 г/мл?
18. Накопичення вуглекислого газу в атмосфері стає небезпечним, оскільки призводить до парникового ефекту. Який об'єм (н. у.) CO_2 потрапляє до атмосфери в результаті спалювання 100 г поліетилену (100 використаних пакетів)?
19. Нітроген входить до складу білків та нуклеїнових кислот. Атмосфера — невичерпне джерело азоту, однак основна частина живих організмів не може безпосередньо використати цей азот: він має бути попередньо зв'язаним у вигляді хімічних сполук. Існують нітрогенфіксувальні бактерії, здатні поглинати азот повітря та перетворювати його на доступну для рослин форму. За допомогою цих бактерій конюшина може накопичувати за сезон 160 кг/га Нітрогену. Який об'єм повітря в кубічних метрах (н. у.) містить таку саму масу Нітрогену в перерахунку на азот?

§ 65. Хімічна наука й виробництво в Україні

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- що є науковою основою хімічного виробництва;
- на яких процесах ґрунтується хімічне виробництво;
- на яких принципах ґрунтується хімічна технологія.

Хімія як наука виникла понад 250 років тому, у результаті визначення складу і будови речовин, залежності властивостей від складу та будови, умов і механізмів перебігу хімічних реакцій. Це дало можливість не тільки розкрити зміст і сутність хімічних процесів, а й навчитися управляти синтезом нових матеріалів і джерел енергії. Полімерні матеріали, пластичні маси, хімічні джерела енергії (гальванічні елементи, акумулятори, паливні елементи) були створені в результаті успіхів теоретичної хімії (хімічної теорії будови органічних сполук і теорії окисно-відновних процесів), а також техніки.

Українська наукова спільнота досягла важливих успіхів у створенні ще складніших хімічних систем — сплавів, напівпровідникових композицій, елементоорганічних сполук, біологічно активних сполук і сполук, які розкривають природу життя.

Сучасне життя неможливо уявити без хімічного перетворення природних речовин, яке прийшло на зміну механічному перетворенню. Щорічно вчені одержують велику кількість речовин, невідомих у природі, але з виключно цінними властивостями, наприклад деякі види полімерів, лікарських препаратів, сплавів тощо.

Використання хімічних реакцій у виробничих процесах дозволяє значно підвищити продуктивність праці та якість продукції, одержати нові матеріали. Прикладом є використання електрохімічного оброблення металів у машинобудуванні, фізико-хімічних методів одержання напівпровідників і мікросхем в електротехніці, мікроелектроніці, радіо- та обчислювальній техніці.

Розуміння законів хімії та їх використання важливі для підвищення ефективності виробництва та якості продукції, через те що в багатьох випадках погіршення якості та надійності продукції викликано небажаними хімічними процесами, а саме корозією металів, старінням полімерів тощо. Вивчення механізмів хімічних реакцій дозволяє вибрати раціональні методи охорони навколишнього середовища, створити нові, нешкідливі технологічні процеси.

Одна з найважливіших задач хімічної науки — підвищення продуктивності сільського господарства. Необхідно розробити шляхи не тільки для значного збільшення об'єму виробництва добрив,

а й для підвищення середнього вмісту в них поживних елементів (Нітрогену, Фосфору, Калію).

Завдяки хімічній науці в Україні налагоджено виробництво розчинників, отрутохімікатів, мийних засобів, лікарських препаратів, полімерних матеріалів.

Розвинута переробка горючих копалин: нафти, природного газу, кам'яного вугілля, унаслідок чого є різні сорти рідкого палива, мастильних та інших матеріалів.

Переробляють сільськогосподарську продукцію на харчові продукти: маргарин, патоку, цукор.

Хімічну переробку деревини здійснюють з метою виробництва целюлози, необхідної для одержання паперу, картону, глюкози, етанолу, етанової кислоти та деяких інших продуктів.

Завдяки тонкому органічному синтезу в Україні налагоджено виробництво численних духмяних речовин, фото- і кіноматеріалів.

Науковою основою хімічного виробництва, тобто хімічної промисловості, є *хімічна технологія* — наука про методи та засоби хімічної переробки сировини в предмети споживання та засоби виробництва.

Хімічна технологія — це своєрідний місток, який сполучає хімію з виробництвом. Навіть великі наукові відкриття залишаються нереалізованими на практиці, якщо на їхній основі не буде розроблена й упроваджена у виробництво прийнятна технологія.

У сучасному хімічному виробництві широко використовують такі *науково-технологічні принципи*: неперервність процесів, утилізація теплоти реакції, комплексне використання сировини й відходів виробництва.

Хімічні процеси бувають безперервними, періодичними та циркуляційними. У *безперервних процесах* вихідна сировина безперервно подається в реакційний апарат, а продукти хімічної взаємодії виводяться з апарату. Цей принцип використовують у виробництві чавуну, сульфатної кислоти, синтезі амоніаку.

У *періодичному процесі* стадії змішування речовин, що реагують, їхня хімічна взаємодія та виділення продуктів реакції відбуваються одна за одною та періодично повторюються через певні проміжки часу. Періодичні процеси використовують у виробництві сталі, хлоридної кислоти, багатьох органічних барвників, вибухових речовин.

У сучасній хімічній промисловості прагнуть, де це можливо, перейти від періодичних до безперервних способів виробництва. Наприклад, періодичний спосіб виробництва аніліну (феніламіну) $C_6H_5NH_2$, який полягав у відновленні нітробензолу $C_6H_5NO_2$ суміш-

шю чавунної стружки з хлоридною кислотою, замінили безперервним способом — каталітичним гідруванням нітробензолу воднем.

У циркуляційному процесі, який іще називають циклічним, реакційна суміш, що виходить з реактора, розділяється. Вихідні суміші, що не прореагували після збагачення реагентами, повертаються в реактор. Це сприяє повнішому використанню сировини та дає можливість раціональніше, тобто в більш повному обсязі, використати сировину.

Принципи, на яких ґрунтується хімічне виробництво

Принцип протитоку. Протитоком називають протилежно направлений рух речовин, що взаємодіють. Протиток застосовують для реалізації оптимальних умов масо- і теплообміну, наприклад у виробництві сульфатної кислоти.

Принцип киплячого шару. Щоб створити *киплячий шар*, газоподібні реагенти продувають крізь отвори внизу апарату, а тверді вихідні речовини в ньому, так би мовити, киплять, тобто весь час перебувають у завислому стані (рис. 57). Цей принцип у хімічній промисловості широко застосовують для інтенсифікації гетерогенних процесів — процесів за участі речовин з різним агрегатним станом, наприклад у виробництві сульфатної кислоти (випал піриту FeS_2), крекінгу нафти — термічному розкладанні вуглеводнів, що входять до її складу, до низькомолекулярних:

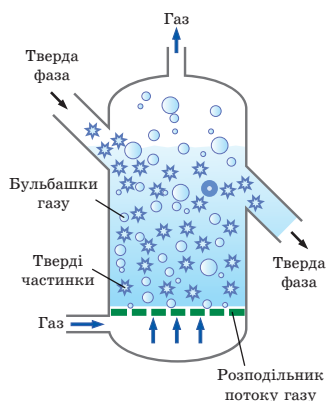
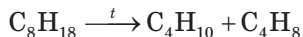


Рис. 57. Схема реактора з киплячим шаром



Принцип утилізації теплоти реакції. Використання теплоти, що виділяється під час хімічних реакцій, для підігрівання вихідної сировини або подальшої теплової обробки утворених продуктів дозволяє різко скоротити виробничі енергетичні витрати. Наприклад, у виробництві чавуну в домну подають повітря, нагріте за рахунок теплоти хімічних реакцій.

Принцип використання виробничих відходів. Перетворення відходів на побічні продукти виробництва дозволяє повніше використати сировину, що, своєю чергою, знижує собівартість продукції і запобігає забрудненню навколишнього середовища. Наприклад, із поліметалічних руд (FeS_2 , CaS , NiS , ZnS , CdS та ін.)

в результаті комплексної переробки одержують кольорові метали, сірку, сульфатну кислоту та ферум(III) оксид для виплавляння чавуну.

Організація хімічного виробництва — процес дуже трудомісткий. Необхідно вирішувати багато проблем, пов'язаних з вибором сировини і способів її підготовки, визначати оптимальні фізико-хімічні параметри хіміко-технологічного процесу (температура, тиск, застосування каталізатора тощо).

Сучасне хімічне підприємство характеризується високим ступенем автоматизації.

Основні поняття. Хімічна технологія. Безперервні, періодичні та циркуляційні процеси.

Запитання та завдання



1. Що є науковою основою хімічного виробництва?
2. Що розуміють під поняттям «хімічна технологія»?
3. Які науково-технологічні принципи використовують у сучасному хімічному виробництві?
4. Якими бувають хімічні процеси?
5. У чому полягає сутність безперервного, періодичного та циркуляційного процесів у сучасній хімічній промисловості?
6. На яких принципах ґрунтуються сучасні хімічні технології?
7. У чому полягає сутність принципу: а) протитоку; б) киплячого шару; в) утилізації теплоти реакції; г) використання виробничих відходів?

Найважливіше в розділі 6

Прості речовини — це метали і неметали.

Складні речовини — оксиди, кислоти, основи, солі, спирти, карбонові кислоти, жири, білки, вуглеводи тощо. Речовини відрізняються складом і властивостями.

Хімічні знання необхідні всім людям незалежно від їхнього фаху.

Хімічна промисловість — найважливіша галузь важкої індустрії. У біосфері перебуває близько 1 млн отруйних речовин. Розв'язання проблем збереження та охорони природи можливе лише за допомогою хімії.

Хімічні процеси бувають безперервними, періодичними та циркуляційними.

Хімічна технологія — наукова основа хімічного виробництва. Хімічна технологія ґрунтується на науково-технологічних принципах протитоку, киплячого шару, утилізації теплоти реакції і комплексного використання сировини й відходів виробництва.

ПРАКТИКУМ

Перед виконанням кожного досліду уважно прочитайте його опис, знайдіть відповіді на поставлені запитання у відповідних параграфах підручника. Під час роботи дотримуйтесь правил безпеки, а після її закінчення не забудьте прибрати за собою робоче місце й вимити посуд.

Правила безпеки під час роботи в лабораторії

- Не чіпайте речовин і посуду та не беріться до роботи без дозволу вчителя.
- Не змішуйте невідомі вам речовини.
- З усіма речовинами в лабораторії поведіться як з отруйними, навіть якщо вони не є такими.
- Для ознайомлення із запахом речовини тримайте склянку на відстані 15–20 см від обличчя та легкими рухами руки спрямовуйте повітря від отвору посудини на себе.
- Не наливайте й не перемішуйте реактиви поблизу обличчя. Під час нагрівання треба спрямовувати отвір пробірки убік від себе та сусідів.
- У разі потрапляння їдких речовин на шкіру необхідно негайно змити їх під сильним струменем води. Якщо на шкіру потрапила кислота, місце опіку необхідно обробити слабким розчином соди, а у випадку потрапляння лугу — слабким розчином борної або оцтової (етанової) кислоти.
- Якщо кислота або луг потрапили в очі, необхідно негайно промити їх під струменем води, нахилившись над раковиною.
- Для розведення концентрованої сульфатної кислоти доливайте її тоненьким струмочком у воду, постійно перемішуючи.
- Усі досліди з хлором та бромом проводьте під витяжною шафою. Остерігайтеся вдиху хлору або пари бромю. Якщо це сталося, понюхайте розведений розчин амоніаку та вийдіть на свіже повітря. У разі опіку бромом обробіть уражене місце концентрованим розчином натрій тіосульфату $\text{Na}_2\text{SO}_3\text{S}$.
- У разі опіку запаленим фосфором негайно обробіть обпечену шкіру розчином калій перманганату KMnO_4 та зверніться до лікаря.
- У разі термічного опіку шкіру треба обробити етанолом або протиопіковою маззю. Якщо опік сильний, необхідно звернутися до лікаря.
- Не можна нагрівати на відкритому полум'ї посуд із товстого скла.

- Горючі рідини (спирт, естер, бензин, ацетон та ін.) можна нагрівати лише на плитках із закритою спіраллю, що розташовані на відстані понад 2 м від полум'я.
- Не кидайте в раковину фільтрувальний папір, вату, скло з розбитого посуду.

Практична робота 1

Приготування розчину солі

з певною масовою часткою розчиненої речовини

Реактиви: натрій хлорид, вода.

Обладнання: технохімічні терези, важки, годинникове скло, хімічний стакан на 150 мл, скляна паличка, шпатель, мірний циліндр, ареометр.

Мета роботи: навчитися готувати розчини солі із заданою масовою часткою.

Хід роботи

1. Обчисліть масу сухого натрій хлориду та масу води, які необхідно взяти для приготування 100 г розчину з масовою часткою $w(\text{NaCl}) = 6\%$.
2. Зважте необхідну масу солі на технохімічних терезах (на годинниковому склі). Порцію речовини, масу якої визначено зважуванням, називають *наважкою*.
На ліву шальку терезів покладіть годинникове скло, урівноважте його важками, поміщаючи їх пінцетом на праву шальку. Потім на праву шальку терезів помістіть важки, загальна маса яких відповідає розрахованій масі наважки. На годинникове скло насипайте сіль, поки не встановиться рівновага.
3. Потрібну кількість води, так само як і інших рідин, зручно не зважувати, а відмірювати мірним посудом. Оскільки густина води за кімнатної температури дорівнює близько 1 г/мл, то 1 г води займає об'єм 1 мл. Відміряйте мірним циліндром необхідний об'єм води. Помістіть наважку солі в стакан, потім обмийте туди ж годинникове скло водою з мірного циліндра й перелийте в цей самий стакан залишок води. Розмішуйте рідину в стакані скляною паличкою, поки вся сіль не розчиниться.
4. Перевірку правильності виконання роботи здійснюють за допомогою ареометра. Перелийте приготований розчин у сухий мірний циліндр того самого діаметра, щоб ареометр не торкався внутрішньої стінки циліндра. Обережно зануріть у розчин ареометр. Запишіть покази ареометра. Вимірювання повторіть

тричі й візьміть середнє значення густини. Якщо відхилення невелике (наприклад, досліднє значення 1,039 або 1,043), то дослід з приготування розчину виконано правильно.

Масова частка NaCl у розчині, %	Густина розчину, г/мл	Масова частка NaCl у розчині, %	Густина розчину, г/мл
2	1,012	7	1,048
3	1,019	8	1,056
4	1,026	9	1,063
5	1,034	10	1,071
6	1,041	11	1,078

Практична робота 2

Приготування розчину солі

із заданою молярною концентрацією розчиненої речовини

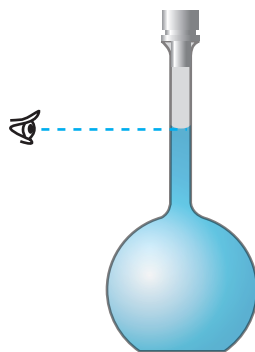
Реактиви: натрій нітрат, вода.

Обладнання: технохімічні терези, важки, годинникове скло, шпатель, лійка, мірна колба на 50 мл.

Мета роботи: набути навичок приготування розчину солі із заданою молярною концентрацією.

Хід роботи

1. Обчисліть масу натрій нітрату, необхідну для приготування 50 мл розчину молярною концентрацією 0,1 моль/л. Перевірте розрахунок у вчителя.
2. Зважте необхідну масу солі на технохімічних терезах (на годинниковому склі).
3. Для приготування розчинів певної молярності використовують не звичайні, а *мірні колби*. На шийці мірної колби є позначка (кругова лінія), яка обмежує точний об'єм розчину; на колбі цей об'єм вказано (найчастіше 50, 100, 200, 250, 500 мл).
4. Установіть у мірну колбу лійку, пересипте в неї наважку солі й обережно обмийте годинникове скло та лійку дистильованою водою з промивалки. Додавайте невеликими порціями воду з промивалки та перемішуйте рідину в колбі, закривши її пробкою і обережно перевертаючи догори



дном до повного розчинення солі. Потім долийте воду (коли рівень рідини наблизатиметься до позначки — по краплинах), щоб нижній рівень меніска розчину торкався позначки. Знову закрийте колбу пробкою й перемішайте розчин, перевертаючи колбу декілька разів догори дном.

Практична робота 3

Приготування розчину солі

з молярною концентрацією еквівалента розчиненої речовини

Реактиви: калій сульфат, вода.

Обладнання: технохімічні терези, важки, годинникове скло, шпатель, лійка, мірна колба на 50 мл.

Мета роботи: навчитися готувати розчин солі із заданою молярною концентрацією еквівалента розчиненої речовини.

Хід роботи

1. Обчисліть масу калій сульфату K_2SO_4 , необхідну для приготування 50 мл розчину молярною концентрацією еквівалента 0,1 моль/л. Перевірте розрахунок у вчителя.
2. Зважте потрібну масу солі на технохімічних терезах (на годинниковому склі).
3. Установіть у мірну колбу лійку, пересипте в неї наважку солі й обережно обмийте годинникове скло й лійку дистильованою водою з промивалки. Перемішайте рідину в колбі до повного розчинення солі, додаючи невеликими порціями воду із промивалки. Потім додайте воду до позначки на шийці мірної колби, щоб нижній рівень меніска розчину торкався позначки. Закрийте колбу пробкою та **обережно перемішайте її вміст**, перевертаючи колбу догори дном. Приготований розчин здайте вчителю.

Практична робота 4

Реакції йонного обміну між електролітами у водних розчинах

Реактиви: користуючись даними таблиці розчинності кислот, солей та основ у воді (див. форзац 2), доберіть розчинні солі з катіонами Cu^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} , Mg^{2+} , Mn^{2+} , розчин натрій гідроксиду концентрацією 0,5 моль/л, розчини кальцій і барій хлоридів та натрій сульфату концентрацією 1 моль/л; амоній нітрату концентрацією 0,5 моль/л; крейду, хлоридну кислоту концентрацією 1 моль/л; розчини цинк сульфату та натрій сульфіді концентрацією 1 моль/л.

Обладнання: мікропробірки зі штативом, шпатель.

Мета роботи: провести реакції йонного обміну; спостерігати явища, якими вони супроводжуються.

Хід роботи

Дослід 1. Реакції, що супроводжуються утворенням важкорозчинних речовин

У три мікропробірки внесіть по 3–4 краплі розчинів солей, до складу яких входять катіони Cu^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} , концентрацією 1 моль/л. Потім у кожен мікропробірку додайте по 5 крапель розчину натрій гідроксиду концентрацією 0,5 моль/л. Який колір одержаних осадів? Складіть рівняння реакцій у молекулярній формі та спільне для всіх реакцій йонне рівняння у повній та скороченій формах.

Налийте у дві мікропробірки по 3–4 краплі розчинів кальцій і барій хлоридів концентрацією 1 моль/л. У кожен мікропробірку додайте по 4–5 крапель розчину натрій сульфату концентрацією 1 моль/л. Що спостерігаєте? Складіть рівняння реакцій у молекулярній формі та спільне для всіх реакцій йонне рівняння у повній та скороченій формах.

Дослід 2. Реакції, що супроводжуються утворенням летких речовин

- Покладіть у мікропробірку шматочок крейди й додайте хлоридну кислоту концентрацією 1 моль/л. Піднесіть до отвору мікропробірки запалений сірник або скіпку. Що спостерігаєте? Складіть рівняння реакції в молекулярній та повній і скороченій йонній формах.
- **Працювати під витяжною шафою!** Налийте в мікропробірку 5 крапель розчину цинк сульфату концентрацією 1 моль/л і 5 крапель розчину натрій сульфіді концентрацією 1 моль/л. На осад, що утворився, подійте хлоридною кислотою. Які зміни відбуваються з осадом? Яка летка речовина при цьому виділяється? Складіть рівняння реакцій у молекулярній формі та спільне для всіх реакцій йонне рівняння у повній та скороченій формах.

Дослід 3. Реакції, що супроводжуються утворенням речовин, які слабо дисоціюють

У пробірках отримайте осаді гідроксидів магнію, кадмію та мангану(II). Подійте на осаді хлоридною кислотою. Що відбувається з осадами? Чому? Складіть рівняння реакцій у молекулярній формі та спільне для всіх реакцій йонне рівняння у повній та скороченій формах.

Практична робота 5

Розв'язування експериментальних задач на визначення рН розчинів і гідроліз солей

Реактиви: розчини натрій нітрату, натрій карбонату, цинк хлориду, алюміній хлориду, натрій карбонату, лакмусу.

Обладнання: пробірки, штатив, індикаторний папір.

Мета роботи: застосувати набуті знання до розв'язування експериментальних задач.

Хід роботи

Дослід 1. Визначення рН розчинів за допомогою універсального індикатора

Отримайте у вчителя або лаборанта розчини, рН яких треба визначити. Нанесіть скляною паличкою або піпеткою 2–3 краплі одного з розчинів на індикаторний папірець. Порівняйте забарвлення ще вологої плями на папірці з кольоровою шкалою та виберіть на ній відтінок, який більш за все підходить до кольору плями. Зробіть висновок про рН досліджуваного розчину та вкажіть реакцію середовища (кислу, лужну або нейтральну).

Повторіть ці дії для інших розчинів.

Дослід 2. Гідроліз солей

- До 1 мл розчину натрій нітрату долийте фіолетовий розчин лакмусу. Що спостерігаєте? Чи змінюється забарвлення розчину? Перевірте дії інших виданих вам індикаторів на розчин натрій нітрату. Запишіть у зошит, що спостерігаєте.
- Проведіть аналогічний дослід з розчинами натрій карбонату та цинк хлориду. Який характер середовища — лужний, кислий чи нейтральний — мають розчини цих солей? Складіть рівняння відповідних реакцій у молекулярній та в повній і скороченій йонній формах.
- До розчину алюміній хлориду долийте розчин натрій карбонату. Що спостерігаєте? Яка речовина виділяється у вигляді газу, а яка — випадає в осад? Поясніть ці явища та підтвердьте їх рівняннями відповідних реакцій у молекулярній та повній і скороченій йонній формах.

Практична робота 6

Розв'язування експериментальних задач

Реактиви: хлоридна кислота, розчини сульфатної та нітратної кислот; розчини натрій, кальцій, барій і ферум(III) хлоридів; натрій, калій, магній і кальцій карбонати; натрій, магній і купрум(II) сульфати; аргентум(I) нітрат; калій і натрій гідроксиди; магній і купрум(II) оксиди; розчини лакмусу й фенолфталеїну.

Обладнання: хімічний посуд, шпатель.

Мета роботи: застосувати набуті знання до розв'язування експериментальних задач.

Хід роботи

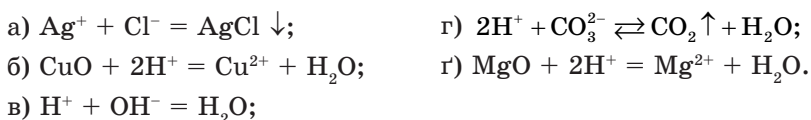
Уважно прочитайте умову задачі, складіть план експерименту, проведіть його в хімічній лабораторії за допомогою виданих вам реактивів з дотриманням правил безпеки.

Задача 1. За допомогою яких із наявних реактивів можна одержати: а) кальцій карбонат; б) карбон(IV) оксид; в) магній гідроксид? За якими ознаками можна впевнитися що вони утворилися? Складіть рівняння цих реакцій у молекулярній, повній та скороченій йонній формах.

Задача 2. Проведіть реакцію нейтралізації з використанням наявних реактивів. Яку речовину треба заздалегідь додати до однієї із речовин? Складіть рівняння цих реакцій у молекулярній, повній і скороченій йонній формах.

Задача 3. За допомогою яких із наявних реактивів можна одержати: а) осади барій сульфату та ферум(III) гідроксиду, розчин кальцій хлориду; б) осади плюмбум(II) сульфату та купрум(II) гідроксиду, розчин магній хлориду? Складіть рівняння цих реакцій у молекулярній, повній та скороченій йонній формах.

Задача 4. З використанням наявних реактивів проведіть реакції, які можна виразити такими скороченими йонними рівняннями:



Задача 5. У п'яти пронумерованих пробірках без етикеток містяться розчини сульфатної кислоти, натрій сульфату, магній сульфату, натрій карбонату, натрій гідроксиду. Дослідним шляхом розпізнайте вказані речовини. Складіть рівняння реакцій у молекулярній, повній та скороченій йонній формах.

Практична робота 7

Окисно-відновні реакції

Реактиви та матеріали: залізні цвяшки, розчини цинк сульфату, аргентум(I) нітрату та купрум(II) сульфату молярною концентрацією 1 моль/л; мідна стружка, шматочки цинку, розведена сульфатна кислота; розчини калій дихромату й калій йодиду та сульфатної кислоти молярною концентрацією 1 моль/л.

Обладнання: штатив із пробірками, скляна паличка; окуляри й гумові рукавички.

Мета роботи: закріплення знань щодо визначення реакцій, які відбуваються зі зміною ступенів окиснення атомів елементів, та визначення серед реагентів типових окисників і відновників; закріплення вміння складати рівняння окисно-відновних реакцій методом електронного балансу.

Хід роботи

I. Проведіть дослід.

Дослід 1. Взаємодія металів з розчинами солей

У кожному з трьох пробірок налийте відповідно розчин цинк сульфату, аргентум(I) нітрату та купрум(II) сульфату. Занурте в кожний із розчинів по залізному цвяшку, який потрібно попередньо обробити (2–3 хв) хлоридною кислотою, а потім промити дистильованою водою.

Чи в усіх пробірках відбуватимуться хімічні реакції? Складіть рівняння відповідних реакцій та вкажіть причину їх перебігу, а також ступені окиснення елементів.

Дослід 2. Взаємодія металів з кислотами. Працюйте в окулярах і гумових рукавичках!

В одну пробірку помістіть мідну стружку, у другу — шматочок цинку, а в третю — шматочок олова. Налийте в пробірки по 1 мл розведеної сульфатної кислоти.

Чи в усіх трьох пробірках відбуваються хімічні реакції? Чи однаково інтенсивно виділяється газоподібний продукт реакції в пробірках? Чому? Який це продукт? Відповідь підтвердьте рівняннями реакцій, скориставшись методом електронного балансу. Який елемент у кожній із реакцій виконує роль окисника?

Дослід 3. Взаємодія калій дихромату з калій йодидом у кислому середовищі

Налийте в пробірку 3 мл розчину калій дихромату та додайте 1 мл розчину сульфатної кислоти. Скляною паличкою перемішайте утворену суміш розчинених речовин і додайте 2 мл розчину калій йодиду. Складіть рівняння реакції, узявши до уваги, що $K_2Cr_2O_7$ відновлюється до $Cr_2(SO_4)_3$, а йодид-іон I^- окиснюється до I_2 . Наявність I_2 можна підтвердити, якщо внести в реакційне середовище свіжоприготований розчин крохмалю.

II. Виконайте завдання.

1. Укажіть, які з наведених реакцій є окисно-відновними. Для цього визначте ступені окиснення елементів, що входять до складу вихідних і кінцевих речовин:

- 1) $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3 + 2\text{NaCl}$;
- 2) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 + 2\text{KNO}_3$;
- 3) $\text{MgO} + \text{Ca} = \text{CaO} + \text{Mg}$;
- 4) $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} = 2\text{NaAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 5) $4\text{Al}(\text{NO}_3)_3 = 2\text{Al}_2\text{O}_3 + 12\text{NO}_2 \uparrow + 3\text{O}_2 \uparrow$;
- 6) $4\text{AgNO}_3 + 2\text{Cl}_2 = 4\text{AgCl} \downarrow + 2\text{N}_2\text{O}_5 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$;
- 7) $2\text{KI} + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 = \text{I}_2 \downarrow + 2\text{FeSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4$;
- 8) $3\text{NaNO}_3 + 4\text{NaOH} + \text{Cr}_2\text{O}_3 = 2\text{Na}_2\text{CrO}_4 + 3\text{NaNO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;
- 9) $2\text{AlCl}_3 + 6\text{NaOH} = \text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{NaCl} + 3\text{H}_2\text{O}$;
- 10) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{S} = \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4$.

2. Використовуючи метод електронного балансу, визначте окисник і відновник та складіть рівняння окисно-відновних реакцій за наведеними схемами:

- 1) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t} \text{CuO} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$;
- 2) $\text{H}_2 + \text{CO}_2 \xrightarrow{t} \text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- 3) $\text{H}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{t} \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$;
- 4) $\text{H}_2\text{O} + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{O}_2 + \text{KOH}$;
- 5) $\text{Li}_2\text{S} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{S} \downarrow + \text{LiOH}$;
- 6) $\text{NaOH} + \text{NO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
- 7) $\text{KNO}_3 + \text{Pb} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KNO}_2 + \text{Pb}(\text{OH})_2 \downarrow$;
- 8) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t} \text{CaO} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$;
- 9) $\text{Al}_2\text{S}_3 + \text{O}_2 \xrightarrow{t} \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$;
- 10) $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \text{ (розб.)} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;
- 11) $\text{HNO}_3 + \text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 12) $\text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Mn}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{O}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$;
- 13) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2 \rightarrow \text{MnO}_2 \downarrow + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O}$;
- 14) $\text{MnS} + \text{O}_2 \xrightarrow{t} \text{MnO}_2 + \text{SO}_2$;
- 15) $\text{Fe} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$;
- 16) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2 + \text{O}_2 \uparrow$;
- 17) $\text{FeCl}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{Cl}_2$;
- 18) $\text{HNO}_3 + \text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}$;
- 19) $\text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 20) $\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$.

Практична робота 8

Дослідження впливу різних чинників на швидкість хімічної реакції

Реактиви: сульфатна кислота концентрацією 1 моль/л, шматочки магнію, цинку, заліза; хлоридна кислота концентрацією 1 моль/л та розведена у відношенні 1 : 4, шматочки крейди; хлоридна кислота (розведена 1 : 2), шматочки мармуру; розчин гідроген пероксиду ($w(\text{H}_2\text{O}_2) = 30\%$), кристалики манган(IV) оксиду MnO_2 ; шматочок цинку та порошок цинку.

Обладнання: пробірки, штатив, терези, термометр, шпатель.

Мета роботи: дослідити, як різні чинники впливають на швидкість хімічної реакції.

Хід роботи

Усі досліди виконуйте з дотриманням правил безпеки: надягніть гумові рукавички та захисні окуляри.

Дослід 1. Вплив природи речовин, що реагують

У три пробірки налейте приблизно на 1/3 об'єму розведену сульфатну кислоту концентрацією 1 моль/л. Внесіть у першу пробірку шматочок магнію, у другу — шматочок цинку, а в третю — шматочок заліза. Спостерігайте перебіг реакцій з виділенням газу. Який газ виділяється? Складіть рівняння реакцій. Яка з указаних реакцій відбувається з найбільшою швидкістю? Чому? Від чого це залежить? До якого типу належать досліджені реакції?

Дослід 2. Вплив концентрації речовин, що реагують

Заповніть дві пробірки приблизно на 1/2 об'єму хлоридною кислотою різної концентрації (1 моль/л та розведеною у відношенні 1 : 4). Внесіть у них одночасно однакові за масою шматочки крейди CaCO_3 . Що спостерігаєте? У якій із пробірок інтенсивність виділення газу більша? Який газ виділяється? Складіть рівняння реакцій. Зробіть висновок, у якому з розчинів — концентрованому чи розведеному — розчинення CaCO_3 відбувається швидше. До якого типу належить досліджена реакція?

Дослід 3. Вплив температури

У дві пробірки налейте хлоридну кислоту однакової концентрації (розведену у відношенні 1 : 2). Розчин в одній із пробірок нагрійте у киплячій воді приблизно до 40 °С (визначте температуру за допомогою термометра). Після цього в кожену пробірку покладіть приблизно однакові шматочки мармуру CaCO_3 . У якій із пробірок спостерігаєте інтенсивніше виділення газу? Який газ виділя-

ється? Складіть рівняння реакції. Як температура впливає на хід реакції?

Дослід 4. Вплив каталізатора

У пробірку приблизно на 1/3 об'єму налейте розчин гідроген пероксиду ($w(\text{H}_2\text{O}_2) = 30\%$), а потім до 1/2 об'єму долийте сульфатної кислоти концентрацією 1 моль/л. Додайте декілька кристаліків манган(IV) оксиду MnO_2 . Що спостерігаєте? Який газ виділяється? Складіть повне рівняння реакції. До якого типу реакцій її можна віднести?



Дослід 5. Вплив розмірів поверхні зіткнення

Дві пробірки заповніть на 1/3 об'єму розведеною сульфатною кислотою концентрацією 1 моль/л. Одночасно внесіть в одну з пробірок шматочок цинку, а в другу — його порошок. Що спостерігаєте? Чи є різниця в швидкості виділення газу? Який газ виділяється? Складіть рівняння реакції.

Практична робота 9

Оборотні та необоротні реакції

Реактиви: розчини кальцій хлориду, алюміній нітрату, натрій карбонату, натрій ортофосфату концентрацією 1 моль/л; розчин нітратної кислоти концентрацією 1 моль/л, розчин лакмусу, розведена сульфатна кислота; розчин $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ з масовою часткою 10 %, розчин лугу KOH з масовою часткою 60 %, розведена хлоридна кислота.

Обладнання: пробірки зі штативом.

Мета роботи: дослідження оборотних і необоротних реакцій.

Хід роботи

Необоротними називають реакції, які супроводжуються утворенням осаду, виділенням газоподібної або слабодисоціуючої речовини.

Дослід 1. Необоротні реакції, що супроводжуються утворенням осаду

Приготуйте дві пробірки. В одну внесіть 10 крапель розчину кальцій хлориду концентрацією 1 моль/л, а в другу — 10 крапель розчину алюміній нітрату концентрацією 1 моль/л. У першу пробірку додавайте по краплинах розчин натрій карбонату,

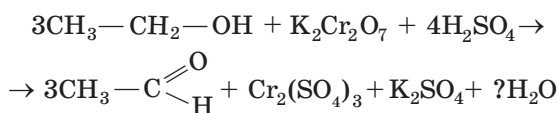
Хід роботи

Дослід 1. Окиснення етанолу. Помістіть у пробірку 0,5–1 мл калій дихромату $K_2Cr_2O_7$ і додайте 2–3 краплі сульфатної кислоти. Якого кольору розчин отримали? Розчин збовтайте та додайте етанол об'ємом 1 мл.

Уміст пробірки обережно струсіть і злегка підігрійте над полум'ям газового пальника.

Що спостерігаєте? Як змінилося забарвлення розчину? Який запах супроводжує реакцію?

Зеленувате забарвлення розчину, характерне для солей Хрому(III), та поява запаху прілих антонівських яблук свідчать про перебіг реакції за рівнянням:

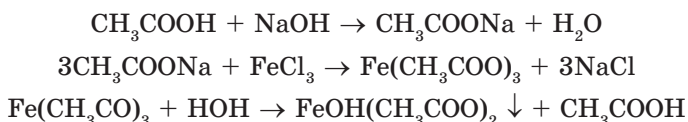


Який коефіцієнт треба поставити перед H_2O ? Як у процесі реакції змінюється ступінь окиснення атома Карбону?

Дослід 2. Якісна реакція на етанову кислоту. У пробірку помістіть 3 краплі етанової кислоти та 3 краплі води. Додайте до утвореного розчину 2–3 краплі розчину натрій гідроксиду — до повної нейтралізації етанової кислоти.

Для контролю скористайтеся червоним лакмусовим папірцем. Додайте 2–3 краплі розчину ферум(III) етаноату $Fe(CH_3COO)_3$.

Нагрійте розчин до кипіння. Випадає червоно-бурий осад нерозчинного у воді ферум(III) гідроксодіацетату $FeOH(CH_3COO)_2$. Розчин над осадом стає безбарвним:

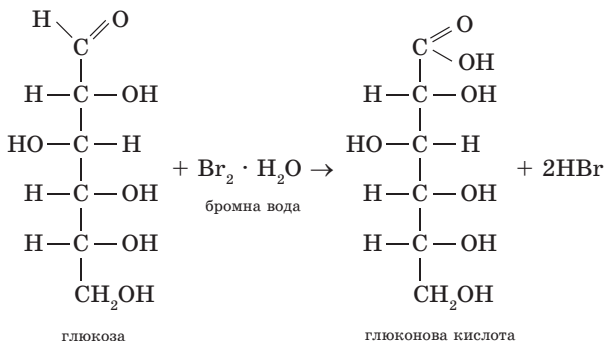


Дослід 3. Властивості гліцеролу. На аркуш фільтрувального паперу нанесіть 2–3 краплі гліцеролу й окремо декілька крапель води. Спостерігайте, яка рідина випаровується швидше.

Хімічними чи фізичними властивостями речовин можна пояснити результати досліджу?

Дослід 4. Окиснення глюкози бромною водою. У пробірку налейте 1 мл розчину глюкози й 0,5 мл бромної води. Розчин старанно перемішайте до повного знебарвлення.

Відбувається окиснення глюкози до глюконової кислоти.



Окисник — Br_2 .

Результати дослідів і висновки запишіть у зошит.

Практична робота 12

Виявлення органічних сполук у харчових продуктах

Реактиви: хліб, йодна настоянка, дистильована вода; молоко, розчин етанової кислоти з масовою часткою 10 %, розчин фенолфталеїну, розчин луку концентрацією 0,1 моль/л, нітратної кислоти.

Обладнання: хімічні стакани, мірний циліндр, конічна колба, піпетка, лійка, фільтрувальний папір, окуляри й гумові рукавички.

Мета роботи: навчитися виявляти органічні сполуки у харчових продуктах.

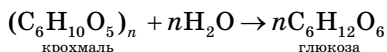
Хід роботи

Дослід 1. Виявлення крохмалю у хлібі

Приготуйте йодну воду. Для цього в стакані холодної води розчиніть 1 краплю настоянки йоду. Далі на шматочок білого хлібу нанесіть 1–2 краплі йодної води. Що спостерігаєте?

Протягом 5 хв пережовуйте такий самий шматочок білого хліба. Помістіть отриману кашицю на предметне скло та знову нанесіть 1–2 краплі йодної води. Запишіть одержаний результат.

У першому шматочку хліба міститься нерозчинний крохмаль, тому спостерігається відсутність будь-яких змін із забарвленням йоду. Під час жування хліба (другий шматочок) під дією слини відбувається поступове перетворення крохмалю на глюкозу, а тому і зміна забарвлення йоду від синього через синьо-фіолетовий до оранжевого:



Дослід 2. Виявлення білка в молоці

У хімічний стакан налийте 5 мл свіжого молока, додайте 10 мл дистильованої води та 1 мл розчину етанової кислоти з масовою часткою 10 %. Перемішайте суміш. Утворюються пластівці.

Дайте осад відстоятися, відфільтруйте рідину. Осад, що залишився на фільтрувальному папері, промийте дистильованою водою та висушіть у сушильній шафі за температури 50–60 °С. Потім нанесіть на осад кілька крапель концентрованої нітратної кислоти (*працюйте в окулярах і гумових рукавичках!*). Поява жовтого забарвлення осаду під дією нітратної кислоти свідчить про наявність у ньому білка.

Дослід 3. Визначення кислотності молока

Показником якості молока є його кислотність. У процесі зберігання кислотність молока зростає, оскільки під дією бактерій

утворюється молочна кислота $\text{CH}_3\text{—}\overset{\text{H}}{\underset{\text{OH}}{\text{C}}}\text{—COOH}$. Вона також

утворюється під час квашення капусти, приготування солінь, виконуючи при цьому роль консерванту, через те що здатна перешкоджати утворенню гнилісних бактерій.

У конічну колбу піпеткою внесіть 10 мл молока, додайте 20 мл дистильованої води, 3 краплі спиртового розчину фенолфталеїну й ретельно збовтайте суміш.

Заповніть бюретку розчином лугу концентрацією 0,1 моль/л. Поступово доливайте розчин до суміші з молоком, безперервно збовтуючи її до появи слаборожевого забарвлення, яке не зникає протягом 1 хвилини.

Обчисліть, який об'єм розчину лугу пішов на нейтралізацію молочної кислоти у 100 мл молока. Якщо молоко свіже, то на нейтралізацію має піти 16–19 мл лугу.

Посилання в Інтернет на цікаві хімічні ресурси

- Вільна енциклопедія Вікіпедія
<http://uk.wikipedia.org>
- Український хімічний портал
<http://www.chemportal.org.ua>
- Портал про хімію для учнів та дорослих
<http://chemistry.about.com>
- Повний опис властивостей хімічних елементів і їхніх сполук
<http://www.webelements.com>
- Міжнародне товариство IUPAC
<http://www.iupac.org>
- Всеукраїнські хімічні олімпіади
<http://www-chemo.univer.kharkov.ua/olympiad.htm>
- Портал «Хімічний світ»
<http://www.chemworld.com.ua>
- Повний опис властивостей хімічних елементів та їхніх сполук
<http://www.webelements.com>
- Цікавий електронний науково-популярний журнал про хімію та хіміків, що видається спеціалістами Київського національного університету імені Тараса Шевченка
<http://chemistry-chemists.com>

Словничок термінів

Активований комплекс — це стан частинок у системі, запас енергії яких не нижчий за енергетичний бар'єр, необхідний для перебігу реакції.

Алкани — це насичені органічні сполуки, у яких атоми Карбону сполучені між собою тільки простими (одинарними) хімічними зв'язками, інші їхні валентності насичені атомами Гідрогену.

Алкени — це ненасичені вуглеводні, у молекулах яких атоми Карбону сполучені між собою подвійними зв'язками.

Алкіни — це ненасичені вуглеводні, у молекулах яких атоми Карбону сполучені між собою потрійними зв'язками.

Амінокислоти — це кислоти, у молекулах яких, крім карбоксильної групи $-\text{COOH}$, є аміногрупа $-\text{NH}_2$.

Білки — це природні високомолекулярні сполуки, які складаються із залишків амінокислот, що сполучені між собою в певній послідовності пептидними зв'язками.

Відновлення — це процес приєднання електронів атомом (йоном або молекулою), який супроводжується зниженням їхнього ступеня окиснення.

Відновники — це атоми, йони або молекули, які в окисно-відновній реакції віддають електрони.

Внутрішня енергія — це енергія поступального та обертального руху молекул, коливального руху атомів усередині молекул, руху електронів в атомах.

Вуглеводи — це органічні сполуки, що містять атоми Карбону, Гідрогену й Оксигену, при цьому атоми Гідрогену та Оксигену перебувають у тому самому співвідношенні, що й у молекулі води, тобто 2 : 1.

Вуглеводні — це найпростіші органічні сполуки, які містять тільки два хімічні елементи — Карбон і Гідроген.

Галогенування — це реакції, у яких атом Гідрогену заміщується атомом галогену.

Гетерогенною називають систему, що складається з декількох фаз.

Гідрати — це нестійкі сполуки змінного складу, що утворюються під час хімічної взаємодії молекул води із частинками розчиненої речовини.

Гідроліз — реакції обмінної взаємодії йонів солі з йонами води.

Гідрування — реакції ненасичених вуглеводнів з воднем, у результаті яких утворюються насичені вуглеводні.

Гомогенною називають систему, яка складається з однієї фази.

Гомологи — це органічні сполуки, які мають однотипну будову та близькі хімічні властивості, але відрізняються за кількістю груп $-\text{CH}_2-$.

Денатурація білків — це процес зсідання білків, пов'язаний зі зміною їхньої просторової структури, крім первинної.

Дисперсійне середовище, або розчинник, — речовина, у якій розподілена інша речовина.

Дисперсна фаза, або розчинена речовина, — це речовина, яка розподіляється в іншій речовині.

Еквівалент — реальна або умовна частинка речовини, яка в кислотно-основних реакціях і реакціях обміну рівноцінна за хімічною дією одному йону Гідрогену або групі OH^- , а в окисно-відновних реакціях — одному відданому чи прийнятому електрону.

Екзотермічні реакції — це реакції, які супроводжуються виділенням теплової енергії.

Ендотермічні реакції — це реакції, які супроводжуються поглинанням теплової енергії.

Енергетичний бар'єр — це енергетичний рівень, характерний для перебігу певної реакції; якщо його досягають частинки речовин, що контактують, то взаємодія їх відбувається.

Електродний потенціал металу — це різниця потенціалів, що виникає між металом (твердою фазою) і розчином електроліту (рідкою фазою).

Електроліз — це окисно-відновний процес, що відбувається на електродах під час проходження постійного електричного струму крізь розплав або розчин електроліту.

Електроліти — це речовини, водні розчини та розплави яких виявляють здатність проводити електричний струм.

Електролітична дисоціація речовини в розчинах — це розкладання розчиненої речовини на йони під дією молекул розчинника.

Емульсії — це системи з рідким дисперсійним середовищем і рідкою дисперсною фазою.

Енергія активації — це енергія, необхідна для збудження атомів, йонів або молекул до енергії активованого комплексу.

Жири — це складні естери, утворені вищими монокарбоновими кислотами та триатомним спиртом гліцеролом.

Ізомерія — це явище існування речовин з однаковим якісним і кількісним складом (і, як наслідок, відносною молекулярною масою), але таких, що відрізняються будовою, а отже, і властивостями.

Йонообмінні реакції — це реакції, які відбуваються без зміни ступенів окиснення атомів, що утворюють йони.

Карбонові кислоти — органічні речовини, до складу молекул яких входить одна карбоксильна група ($-\text{COOH}$), сполучена з атомом Гідрогену (у випадку метанової кислоти) або з насиченим вуглеводним радикалом $-\text{C}_n\text{H}_{2n+1}$.

Каталіз — це явище збудження хімічної реакції або зміни її швидкості додаванням певних речовин — каталізаторів.

Каталітичні реакції — це реакції, які відбуваються за участі каталізатора — речовини, що прискорює їхній перебіг, але формально не входить до запису хімічного рівняння.

Кислоти — це електроліти, які у водних розчинах дисоціюють з утворенням тільки одного виду катіонів — йонів Гідрогену.

Коефіцієнт розчинності — це відношення маси розчиненої речовини, яка міститься в її насиченому розчині за даної температури, до 100 г розчинника.

Молярна концентрація розчиненої речовини, або молярність, — це відношення кількості розчиненої речовини до об'єму розчину.

Необоротні реакції — це реакції, що відбуваються тільки в одному напрямку.

Оборотні реакції — це реакції, що відбуваються одночасно у двох взаємно протилежних напрямках.

Окиснення — це процес віддавання електронів атомом (йоном або молекулою), який супроводжується збільшенням їхнього ступеня окиснення.

Окисники — це атоми, йони або молекули, які в окисно-відновній реакції приєднують електрони.

Окисно-відновні реакції — це реакції, під час перебігу яких змінюються ступені окиснення атомів усіх або деяких елементів, що входять до складу речовин, які реагують між собою.

Основи — це електроліти, які у водних розчинах дисоціюють з утворенням тільки одного виду аніонів — гідроксид-іонів OH^- .

Пептиди — це органічні речовини, побудовані з кількох залишків амінокислот, сполучених у нерозгалужений ланцюг пептидними зв'язками, що утворюються між групою атомів $\text{C}=\text{O}$ однієї молекули кислоти та групою атомів $-\text{NH}$ іншої молекули кислоти.

Полімеризація — реакція послідовного сполучення молекул мономерів — вихідних речовин — у більші за розміром молекули полімерів.

Реакції заміщення — реакції, під час яких атоми одного елемента заміщують атоми другого елемента в складній речовині, при цьому утворюються дві нові речовини — проста і складна.

Реакції обміну — реакції, під час яких складні речовини обмінюються між собою своїми складовими частинами, унаслідок чого з двох вихідних речовин утворюються дві нові кінцеві речовини.

Реакції розкладу — реакції, під час яких з однієї складної речовини утворюється декілька речовин.

Реакції сполучення — це реакції, під час перебігу яких з декількох речовин утворюється одна речовина, більш складна, ніж вихідні.

Солі — це електроліти, які у водному розчині дисоціюють з утворенням катіонів металічних елементів та аніонів кислотних залишків.

Спирти — це похідні вуглеводнів, у молекулах яких один або декілька атомів Гідрогену заміщені на гідроксигрупу.

Ступінь електролітичної дисоціації — це відношення кількості дисоційованих частинок до вихідної кількості частинок розчиненої речовини за певної температури.

Суспензії — це системи, у яких дрібні частинки твердої речовини рівномірно розподілені між молекулами рідкого дисперсійного середовища.

Тепловий ефект реакції — це кількість теплоти, яка виділяється під час екзотермічної реакції або поглинається під час ендотермічної реакції.

Термохімічні рівняння хімічних реакцій — це рівняння, у яких наведено тепловий ефект реакції.

Фаза — це частина системи, яка відрізняється за своїми фізичними або хімічними властивостями від інших її частин і відділена від них поверхнею поділу, у разі переходу через яку властивості системи різко змінюються.

Хімічна кінетика — учення про швидкість хімічних реакцій.

Хімічна рівновага — стан системи речовин-реагентів, за якого швидкості прямої та зворотної реакції стають однаковими.

Швидкість реакції — фізична величина, що визначається зміною концентрацій реагуючих речовин за одиницю часу.

Якісні реакції — це реакції, які супроводжуються утворенням осаду або зміною кольору розчину.

Відповіді до задач

§ 1

- П. 1.1. 6. 204 г. 9. 24 г кисню, 67,2 л водню. *11. 133,5 г AlCl_3 ; $9,03 \cdot 10^{23}$ молекул. 12. 45 г H_2O і 28 л CO_2 .
- П. 1.2. 10. 220 г натрію; 5,6 л водню. 11. 11,6 г. 12. 17,4 г $\text{Mg}(\text{OH})_2$; 36 г MgSO_4 . *13. 150 г солі. 14. 49,7 г солі. *15. 207 г K_2CO_3 ; 3 моль КОН.
- П. 1.3. 5. 33 г. 6. 46,8 г. 7. 24,3 г.
- П. 1.4. 8. 44,8 л; 178 г. 9. 73,5 г кислоти; 100 г солі. 10. 25,2 г кислоти; 21,2 г солі. 11. 39,2 г кислоти; 62 г солі. *12. 22,4 л H_2 ; $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул. 13. а) 3,65 г; $6,02 \cdot 10^{22}$ молекул; б) 3,65 г; $6,02 \cdot 10^{22}$ молекул.
- П. 1.5. 11. 43,2 г. 12. 3,94 г. *13. 69,9 г BaSO_4 ; 0,6 моль KCl . *14. 3,36 л H_2 ; $9,03 \cdot 10^{22}$ молекул.
- § 6. 2. 67,5 % H_2O . 5. 62,9 %. 4. 49,3 %. 5. 43,9 %. 6. 28,8 %.
- § 7. 5. б).
- § 8. 4. г).
- § 9. 1. 4,050. 3. 35,7 г. *4. 200 мл. *5. 92,2 г. 6. б).
- § 10. 4. 5 %. 5. 12,5 %. *6. 160 мл. *8. 7,7 %. 9. 30 г Na_2SO_4 і 120 г води. *10. 61 г. *11. 157,5 г.
- § 11. 2. 200 мл. 3. в). 4. 2 моль/л. 5. 56,7 г. 6. 2 моль/л. *7. 2 моль/л. *8. 2 моль/л. 9*. 7,8 моль/л.
- § 12. 1. 1,72 моль/л. 2. 2 моль/л. *3. 0,5 моль/л. *4. 1 моль/л. *5. 6 моль/л.
- § 13. 4. 11,3 моль/л. 5. 6 моль/л. 6. 70,7 %. 7. 40 %. 8. 4,9 моль/л. 9. г).
- § 14. 1. 129,5 г $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ і 11,5 г води. 2. 4,06 %. 3. $w(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 8,6 \%$. *4. 102 мл. *5. 24 г $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.
- § 16. 5. 2 моль/л. 6. 3,9 моль/л.
- § 17. *9. 18 г.
- § 19. 1. 25 %. 2. 75 %, сильний. 3. 60 %, сильний. 4. 1 %. 5. 0,001 г. 6. 0,01 %. 7. 29,2 г. 8. 2,46 г. 9. 23,04 г. *10. 15,0 %. *11. 175,5 г K^+ ; 216 г SO_4^{2-} . *12. 38,64 г. *13. 90 %, сильний. *14. 82 %, сильний.
- § 21. 7. 5 %. *8. 2,5 моль/л. *9. 1 моль/л.
- § 26. *11. 5 л H_2S і 2,5 л SO_2 . *12. Fe_2O_3 .
- § 28. *9. 2,85 л. *10. 68,74 мл.
- § 29. *6. 3,36 л. 7. 67,2 л.
- § 31. 1. 3 г. 2. 54,7 г. 3. 3,2 г або 0,1 моль O_2 . 4. 32 хв 10 с. 5. 1 год 11 хв. 6. 4 А. 7. 7 А. 8. 2,73 А. *9. 20 г. *10. Cu ; 32 г/моль. *11. 67 А. *12. 16,7 л H_2 і 33,4 л O_2 . *13. 48 хв 40 с. *14. 3,71 А.

- § 32. *8. 0,46 В.
- § 33. *4. 115 г. *5. 67,2 л Cl_2 .
- § 34. 4. в). 5. а). 6. б). *7. в).
- § 35. 5. б). 6. а).
- § 36. 5. г). 6. а).
- § 37. 3. 11,6 г. 4. $4\text{Al}(\text{тв}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{Al}_2\text{O}_3(\text{тв})$, $\Delta H_{298}^0 = -3352$ кДж.
 5. 57,5 кДж. 6. 362,1 кДж. 7. 1815 кДж. 8. 53,25 г; 16,8 л.
 9. $\text{N}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NO}(\text{г})$, $\Delta H_{298}^0 = +180,5$ кДж. 10. 160 кДж.
 11. $2\text{Al}(\text{кр}) + 3\text{S}(\text{кр}) = \text{Al}_2\text{O}_3$, $\Delta H_{298}^0 = -28,3$ кДж. 12. 810 кДж.
 13. 2,4 г вуглецю і 4,48 л кисню. 14. -853,6 кДж. 15. 986 кДж.
- § 39. 2. Зросте у 16 разів. 3. 1,58 моль/л; $2,78 \cdot 10^{-4}$ моль/л · с. 4. Константа швидкості 0,137; 0,1 моль/л · с. 5. $2,16 \cdot 10^{-3}$ моль/л · с.
 6. Зросте в 64 рази. 7. Збільшити концентрацію H_2S у 2 рази або концентрацію кисню в чотири рази. 8. Збільшиться у 9 разів.
 9. 2,5 моль/л. 10. Зросте у 243 рази. 11. 25 моль/л · с. *12. 0,25.
 *13. 0,55.
- § 40. 6. а).
- § 41. 1. У 8 разів. 2. 4. 3. У 81 раз. 4. На 30 °С. 5. 3. 6. У 16 разів.
 7. 0,3 моль/л · с. 8. 3. 9. Збільшиться у 8 разів. 10. Зменшиться у 81 раз. *11. 2.
- § 42. 5. б). *6. в).
- § 44. *9. г).
- § 45. 5. $1 \cdot 10^{-4}$ моль/л · с і $6,3 \cdot 10^{-4}$. 6. $1 \cdot 10^{-4}$ моль/л · с і $1,91 \cdot 10^{-6}$.
- § 46. 3. а). 4. б). 5. в). 6. в). *7. в). *8. г).
- § 49. 10. а) 75 %; б) 81,8 %. 11. 4 г. 12. 192 г.
- § 50. 8. 3,36 л; б) 13,44 л. 9. а) 37,5 г; б) 41,8 г.
- § 51. 6. 627,6 л. 7. 313,6 л. 8. 11,2 л. 9. 9,5 л. 10. 14 л. 11. а) 29; б) 43. 14. $V(\text{O}_2) = 39,2$ л; $V(\text{CO}_2) = 22,4$ л. 15. C_4H_{10} — бутан.
- § 52. 6. а) 22 г; б) 33 г. 7. а) 112 л (л); б) 358,4 л (л). *8. а) 0,5 моль; б) 3 моль.
- § 53. 1. $V(\text{O}_2) : V(\text{CH}_4) = 179,2$ л : 89,6 л = 2 : 1. 2. $V(\text{CH}_4) : V(\text{Cl}) = 1 : 1$, $V(\text{CH}_4) = 5,6$ л.
- § 55. 6. 44,8 л (л). 7. 18,4 г.
- § 56. *12. 31,6 г солі кількістю 0,2 моль.
- § 57. *11. 100,8 моль. *12. 46 г.
- § 58. 12. 171 г. *13. 112 л. *14. 210 г. 15. Більше Карбону містить сахароза (42,1 %), а більше води — глюкоза (60 %). *16. 739,2 л. *18. 135 г.
- § 59. *8. 48,5 г. *9. 150 г. *10. 132 г. 12. 8. 13. 17. 14. 80 г.
- § 64. 18. 160 л. 19. 120 м³.

Відповіді на тестові завдання

до розділу 1

Номер завдання	1	2	3	4	5	6	7	8	9
Відповідь	В	В, Г	В, Г	А	Б	Г	В, Г	Б	В
Номер завдання	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Відповідь	В	В	В	Г	1В 2Г 3А 4Б	Г	Г	Б	В

до розділу 2

Номер завдання	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13
Відповідь	Б	А	Г	В	1Г, 2В, 3Д, 4А	Б	Г	Г	В	А	Б	Б	А
Номер завдання	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26
Відповідь	Г	А	Г	Б	Б	Б, Г	Б, Г	А, Г	А, Г	А, В	Б, Г	В	А

до розділу 3

Номер завдання	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Відповідь	В	Б	11Г, 2В, 3Д, 4Б	А	Б	Г	А	А	Б	В
Номер завдання	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
Відповідь	Б	Г	В	В	Б	Б	А	В	Б	А

до розділу 4

Номер завдання	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13
Відповідь	1Г, 2Г, 3Б, 4А	Б	А	Б	Г	В	А	А	В	Г	В	Б	Г
Номер завдання	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	
Відповідь	В	1Г, 2В, 3Г, 4Б	Г	Г	В	В	В	Г	В	Б	Б	Б	

до розділу 5

Номер завдання	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13
Відповідь	А	Б	1Г 2В 3А 4Б	Г	В	Б	А	Б	Б	Г	Б	А	Б
Номер завдання	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	
Відповідь	А	В	В	Г	Б, В	А	В	Г	Б	Б	А	Г	

Предметний покажчик

А

Активний центр 185
Активований комплекс 178
Актин 257
Акумулятор 148
Алкани 207
Альбумін 257
Амінокислоти 248
— замінні 256
— незамінні 256
Аморфна речовина 22
Аніон 76
Анод 134, 143
Ареометр 65
Ацетилен 221

Б

Білки 253
— прості 253
— складні 253
— вторинна структура 254
— первинна структура 253
Болотний газ 207
Будова речовини аморфна 22
— — кристалічна 22
Бутан ізомерний 210
— нормальний 210

В

Відновлення 119, 161
Відновники 119
Вільний радикал 216
Властивості відновні 123
— окисні 124
—, окисно-відновна
 подвійність 124
Внутрішня енергія 162
Водневий показник 97
Вуглеводи 243
— прості (моносахариди) 243
— складні (полісахариди) 243
Вуглеводні 203
— ненасичені 204
— насичені 204

Г

Гальванічний елемент 141
Гексан 209
Гідратація 34
Гідрати 36
Гідратна оболонка 34
Гідратований йон 34
Гідроксоній 81
Гідроліз 102
Гідроксиди 9
— амфотерні 12
Гліцерол 230
Глюкоза 243
Гомологи 207
Гомологічна різниця 207
Гомологічний ряд 207
Густина розчину 64

Д

Денатурація 255
Дипептид 251
Диполь 79
Дисахарид 243
Дисперсійне середовище 25
Дисперсна система 25
— фаза 25
Дифузія 33
Довжина ланцюга 186

Е

Еквівалент 57
Електричне коло
— —, внутрішнє 141
— —, зовнішнє 141
Електродний потенціал 140
— —, стандартний 140
Електроліт 75
— середньої сили 85
— сильний 84
— слабкий 84
Електролітична дисоціація 75
— —, рівняння 84
— —, ступінь 83
— — ступінчаста 82
Електроліз 134

- Електролізер 134
 Електрод активний 134
 — інертний 134
 Електрохімічний процес 133
 Елементи-органогени 203
 Емульсія 26
 Енергетичний бар'єр 178
 Енергія активації 179
 Ентальпія 162
 Естери 236
 Етанол 230
 Етен (етилен) 221
 Етин (ацетилен) 221
- Ж**
 Жири 238
- З**
 Зависі 26
 Закон Гесса 165
 — діючих мас 170
 — об'ємних відношень 224
 Закони Фарадея 135
- І**
 Ізомерія 210
 Індикатор кислотно-основний 99
 — універсальний 97
 Інсулін 257
- Й**
 Йонний добуток води 96
- К**
 Казеїн 257
 Карбонівий скелет 205
 Каталіз 187
 — гетерогенний 188
 — гомогенний 188
 Каталізатор 183, 187
 Катіон 76
 Катод 134, 142
 Кислота аміноетанова 249
 — дезоксирибонуклеїнова (ДНК) 259
 — етанова (оцтова) 234
 — метанова (мурашина) 234
 — олеїнова 237
 — пальмітинова 236
 — рибонуклеїнова (РНК) 259
 — стеаринова 236
 Кислоти 13, 81
 — безоксигенові 14
 — двоосновні 13
 — карбонові 234
 — — вищі 236
 — — — ненасичені 236
 — — — насичені 236
 — нуклеїнові 258
 — одноосновні 13
 — оксигеновмісні 15
 — триосновні 13
 Кислотність основи 10
 Киплячий шар 283
 Кератин 257
 Колаген 257
 Кольорові реакції 256
 Концентрація розчину
 — відсоткова 50
 — молярна 54
 Кристалізаційна вода 36
 Кристалічні ґратки 22
 — — атомні 22
 — — йонні 23
 — — молекулярні 23
 Кристалогідрат 36
 Крохмаль 245
 Крохмальне молоко 247
 Крохмальний клейстер 146, 244
- Л**
 Ланцюг карбонівий 205
 — — відкритий 205
 — — розгалужений 205
 — — циклічний 205
 Ланцюговий механізм 185
 — процес нерозгалужений 186
 — — розгалужений 186
- М**
 Масова частка розчиненої речовини 50
 Метод електронного балансу 126

Мідний купорос 119
Міозин 257
Метан 207
Метанол 230
Метиленава група 207
Модель молекули 212
Молярна маса еквівалента речовини 59
— концентрація еквівалента речовини 59
Мономер 227
Моносахариди 242

Н

Наважка 286
Напівреакція 127
Неелектроліти 76, 84
Нуклеопротеїди 258

О

Обмінний механізм 20
Окиснення 118, 161
Окисники 119
Окисно-відновна подвійність 124
Оксиди 5
— амфотерні 7
— кислотні 8
— — вищі 8
— основні 6
Органічні сполуки 203
— ациклічні 204
— насичені 204
— ненасичені 204
— циклічні 204
Основи 9, 82
— двокислотні 10
— однокислотні 10
Оснóвність кислоти 13

П

Пептиди 251
Пептидний зв'язок 251
Подвійний електричний шар 133
Поліетилен 227
Полімер 227
Поліпептиди 251
Полісахариди 242

Правило Вант-Гоффа 177
Принцип Ле Шательє 193
Протиток 283
Процес безперервний 282
— періодичний 282
— циркуляційний 283
рН розчину 97

Р

Реакція біуретова 256
— галогенування 215
— гідрування (гідрогенізації) 222
— естерифікації 236
— зародження ланцюга 185
— ксантопротеїнова 256
— повного окиснення 215
— полімеризації 227
— утворення пептидів 250
— хлорування 216
— якісна 107
Реакції екзотермічні 158
— ендотермічні 158
— заміщення 157
— зародження ланцюга 185
— йонообмінні 90
— каталітичні 158
— ланцюгові 185, 216
— некаталітичні 158
— необоротні 157, 189
— обміну 157
— оборотні 158, 190
— обриву ланцюга 186
— окисно-відновні 118, 158
— розкладу 157
— сполучення 157
Рівняння електролітичної дисоціації 80
— йонно-молекулярні 89
— термохімічні 164
Розвиток ланцюга 185
Розчин 30
— газоподібний 30
— колоїдний 27
— насичений 42
— ненасичений 42
— концентрований 50
— рідкий 30

— твердий 30
Розчинність 42
—, коефіцієнт 44
—, криві 44
Розчинник 25, 30
Розчинена речовина 25
Рудниковий газ 207

С

Сахароза (дисахарид) 243
Системи гетерогенні 170
— гомогенні 170
— грубодисперсні 26
— дисперсні 26
— неоднорідні 27
— однорідні 27
— тонкодисперсні 26
Солі 16, 82
— кислі 16
— основні 16
— середні 16
Сольовий місток 141
Спирти 230
— двоатомні 230
— одноатомні 230
— триатомні 230
Стан хімічної рівноваги 190
Структурна ланка 228
Ступінь окиснення 119
— полімеризації 228
Суспензія 26

Т

Тепловий ефект реакції 163
— — —, стандартна величина 164
Термопластичність 228

Ф

Фаза 170
Фактор еквівалентності 57
Фермент 244

Функціональна група
— аміногрупа 248
— гідроксильна 230, 234
— карбоксильна 234
— карбонільна 234
— спиртів 230
Формула структурна 206

Х

Характер середовища 97
Хімічна кінетика 169
Хімічна технологія 284
Хімічний зв'язок 19
— — міжмолекулярний
водневий 40
— — йонний 21
— — ковалентний 20
— — — неполярний 20
— — — полярний 20
— — пептидний 251
— —, кратність 21

Ш

Швидкість хімічної реакції 169
— — —, константа 171
— — —, середня 169

Ц

Целюлоза 245

Я

Якісна реакція на
— — — білки 256
— — — бромід-іон 108
— — — йодид-іон 109
— — — карбонат-іон 110
— — — ненасичені вуглеводні 222
— — — ортофосфат-іон 110
— — — силікат-іон 110
— — — сульфат-іон 109
— — — хлорид-іон 108

Іменний покажчик

Аррениус С.-А. 77
Вант-Гофф Я. Г. 180
Гальвані Л. 143
Гей-Люссак Ж. Л. 226
Деві Г. 151
Ізмайлов М. А. 32
Йонат А. 257
Кроуфут-Ходжкін Д. 252
Ле Шательє А. Л. 193
Писаржевський Л. В. 123
Сьоренсен С. П. Л. 98
Фарадей М. 136
Франклін Р. Е. 259

Зміст

Передмова.....	3
----------------	---

Повторення найважливіших питань курсу хімії 8 класу

§ 1. Склад і властивості основних класів неорганічних сполук ..	5
1.1. Оксиди.....	5
1.2. Основи	9
1.3. Амфотерні гідроксиди.....	12
1.4. Кислоти	13
1.5. Солі	16
1.6. Генетичний зв'язок між найважливішими класами неорганічних сполук	18
§ 2. Хімічний зв'язок і будова речовини	19
2.1. Природа хімічного зв'язку	19
2.2. Кристалічна й молекулярна будова речовини	22

Розділ 1

Розчини

§ 3. Поняття про дисперсні системи. Колоїдні та істинні розчини.....	25
§ 4. Загальна характеристика розчинів. Значення розчинів у природі, житті та практичній діяльності людини	29
§ 5. Розчинення — фізико-хімічний процес.....	33
§ 6. Кристалогідрати.....	36
§ 7. Будова молекули води. Поняття про міжмолекулярний водневий зв'язок	39
§ 8. Розчинність речовин у воді. Залежність розчинності від різних чинників	42
§ 9. Обчислення розчинності речовини.....	48
§ 10. Кількісний склад розчинів: масова частка розчиненої речовини	50
§ 11. Кількісний склад розчинів: молярна концентрація розчиненої речовини	54
§ 12. Поняття про еквівалент та молярну концентрацію екви- валента. Обчислення молярної концентрації еквівалента	57
§ 13. Густина розчину. Залежність між густиною розчину та його складом	64
§ 14. Розв'язування задач на приготування розчинів із кристалогідратів	68
<i>Тестові завдання</i>	<i>70</i>
<i>Найважливіше в розділі 1</i>	<i>73</i>

Розділ 2

Електролітична дисоціація

§ 15. Електролітична дисоціація. Електроліти й неелектроліти	75
§ 16. Механізм електролітичної дисоціації речовин з йонним і полярним ковалентним зв'язком	78
§ 17. Електролітична дисоціація кислот, основ, солей у водних розчинах. Поняття про ступінчасту дисоціацію	81
§ 18. Ступінь електролітичної дисоціації. Сильні й слабкі електроліти.....	83
§ 19. Обчислення ступеня електролітичної дисоціації.....	86
§ 20. Реакції обміну між розчинами електролітів. Складання йонно-молекулярних рівнянь	88
§ 21. Хімічні властивості кислот, основ, амфотерних гідроксидів, солей у світлі уявлень про електролітичну дисоціацію	93
§ 22. Дисоціація води. Поняття про рН розчину	96
§ 23. Виявлення в розчині гідроксид-іонів та йонів Гідрогену	99
§ 24. Гідроліз солей	102
§ 25. Якісні реакції на хлорид-, бромід-, йодид-, сульфат-, ортофосфат-, карбонат- і силікат-іони	107
<i>Тестові завдання</i>	112
<i>Найважливіше в розділі 2</i>	116

Розділ 3

Окисно-відновні та електрохімічні процеси

§ 26. Окисно-відновні реакції. Поняття про окисники та відновники	118
§ 27. Залежність окисно-відновних властивостей речовин від ступеня окиснення елементів	123
§ 28. Складання рівнянь окисно-відновних реакцій.....	126
§ 29. Найважливіші окисно-відновні реакції	131
§ 30. Електрохімічні процеси. Електроліз. Закони Фарадея ...	133
§ 31. Розв'язування задач з використанням законів Фарадея	136
§ 32. Поняття про електродний потенціал. Гальванічний елемент і принцип його роботи	139
§ 33. Електроліз: закономірності електродних процесів, застосування електролізу.....	144
<i>Тестові завдання</i>	152
<i>Найважливіше в розділі 3</i>	155

Розділ 4

Хімічні реакції та закономірності їх перебігу

§ 34. Узагальнення знань про основні типи хімічних реакцій.....	157
§ 35. Окисно-відновні реакції: найважливіші окисники та відновники.....	159
§ 36. Поняття про енергетику хімічних реакцій	162
§ 37. Термохімічні рівняння. Закон Гесса. Найпростіші розрахунки за термохімічними рівняннями....	164
§ 38. Поняття про хімічну кінетику. Швидкість хімічної реакції.....	169
§ 39. Обчислення швидкості та константи швидкості реакції за законом діючих мас.....	173
§ 40. Залежність швидкості хімічної реакції від температури і природи реагуючих речовин.....	176
§ 41. Обчислення зміни швидкості реакції зі зміною температури за правилом Вант-Гоффа.....	181
§ 42. Залежність швидкості реакції від наявності каталізатора і від площі поверхні зіткнення реагуючих речовин	183
§ 43. Поняття про ланцюгові реакції	185
§ 44. Загальні відомості про гомогенний і гетерогенний каталіз.....	187
§ 45. Хімічна рівновага. Оборотні та необоротні реакції.....	189
§ 46. Вплив різних чинників на стан хімічної рівноваги. Принцип Ле Шательє.....	192
<i>Тестові завдання</i>	<i>194</i>
<i>Найважливіше в розділі 4</i>	<i>199</i>

Розділ 5

Найважливіші органічні сполуки

§ 47. Склад органічних сполук. Спільні й відмінні ознаки органічних і неорганічних речовин.....	203
§ 48. Особливості будови атома Карбону.....	205
§ 49. Метан: молекулярна, електронна і структурна формули, поширення у природі.....	207
§ 50. Ізомерія: складання формул ізомерів. Моделі молекул. Значення моделювання в хімії.....	210
§ 51. Фізичні та хімічні властивості гомологів метану.....	214

§ 52. Етен та етин: молекулярні, електронні та структурні формули, фізичні й хімічні властивості	221
§ 53. Відношення об'ємів газів у хімічних реакціях. Обчислення об'ємних відношень газів за хімічними рівняннями	224
§ 54. Поняття про полімери. Поліетилен	227
§ 55. Спирти: метанол, етанол, гліцерол	229
§ 56. Карбонові кислоти: метанова й етанова, їхні молекулярні та структурні формули і властивості	234
§ 57. Жири: склад, утворення, гідроліз і гідрування, біологічне значення.....	238
§ 58. Вуглеводи: глюкоза, сахароза, крохмаль, целюлоза.....	242
§ 59. Амінокислоти. Молекулярна та структурна формули аміноетанової кислоти, фізичні й хімічні властивості.....	248
§ 60. Білки: склад і будова. Гідроліз, денатурація, кольорові реакції білків.....	253
§ 61. Нуклеїнові кислоти: склад і будова, біологічне значення	258
§ 62. Природні й синтетичні сполуки. Значення продуктів органічної хімії	260
<i>Тестові завдання</i>	<i>263</i>
<i>Найважливіше в розділі 5</i>	<i>267</i>

Розділ 6

Узагальнення знань з хімії

§ 63. Будова речовини. Багатоманітність речовин і хімічних реакцій. Взаємодія між речовинами та їхні взаємоперетворення.....	272
§ 64. Місце хімії серед наук про природу, її значення для розуміння наукової картини світу. Хімія та екологія.....	276
§ 65. Хімічна наука й виробництво в Україні	281
<i>Найважливіше в розділі 6</i>	<i>284</i>

ПРАКТИКУМ

Правила безпеки під час роботи в лабораторії.....	285
Практична робота 1. Приготування розчину солі з певною масовою часткою розчиненої речовини	286

Практична робота 2. Приготування розчину солі із заданою молярною концентрацією розчиненої речовини	287
Практична робота 3. Приготування розчину солі з молярною концентрацією еквівалента розчиненої речовини.....	288
Практична робота 4. Реакції йонного обміну між електролітами у водних розчинах	288
Практична робота 5. Розв'язування експериментальних задач на визначення рН розчинів і гідроліз солей	290
Практична робота 6. Розв'язування експериментальних задач	290
Практична робота 7. Окисно-відновні реакції.....	291
Практична робота 8. Дослідження впливу різних чинників на швидкість хімічної реакції	294
Практична робота 9. Оборотні та необоротні реакції	295
Практична робота 10. Властивості етанової кислоти	297
Практична робота 11. Розв'язування експериментальних задач	297
Практична робота 12. Виявлення органічних сполук у харчових продуктах	299
Посилання в Інтернет на цікаві хімічні ресурси.....	301
Словничок термінів.....	302
Відповіді до задач.....	306
Відповіді на тестові завдання.....	308
Предметний покажчик	310
Іменний покажчик	314

**Видано за рахунок державних коштів.
Продаж заборонено**

Навчальне видання

БУТЕНКО Анатолій Миколайович

ХІМІЯ

ДЛЯ ЗАГАЛЬНООСВІТНІХ НАВЧАЛЬНИХ ЗАКЛАДІВ
З ПОГЛИБЛЕНИМ ВИВЧЕННЯМ ХІМІЇ

підручник для 9 класу
загальноосвітніх навчальних закладів

*Рекомендовано
Міністерством освіти і науки України*

Головний редактор *Г. Ф. Висоцька*
Відповідальний за випуск *М. В. Москаленко*
Літературний редактор *Т. Є. Цента*
Художнє оформлення та дизайн *Д. В. Висоцький*
Технічний редактор *О. В. Гулькевич*
Коректор *Т. Є. Цента*
Комп'ютерне верстання *С. І. Северин*

Формат 60×90/16. Папір офсетний. Гарнітура шкільна.
Друк офсетний. Ум. друк. арк. 20,00. Обл.-вид. арк. 17,27.
Тираж 2930 прим. Замовлення №

ТОВ ТО «Гімназія»,
вул. Восьмого Березня, 31, м. Харків 61052
Тел.: (057) 758-83-93, (057) 719-46-80, (057) 719-17-26,
факс: (057) 758-83-93
E-mail: contact@gymnasia.com.ua
www.gymnasia.com.ua

Свідоцтво суб'єкта видавничої справи ДК № 644 від 25.10.2001

Надруковано з діапозитивів, виготовлених ТОВ ТО «Гімназія»,
у друкарні ПП «Модем»,
вул. Восьмого Березня, 31, м. Харків 61052
Тел. (057) 758-15-80

Свідоцтво суб'єкта видавничої справи ХК № 91 від 25.12.2003