

Міністерство освіти і науки України
Сумський державний університет

Хімія

Навчальний посібник

За загальною редакцією Т. В. Диченко

Рекомендовано вченою радою Сумського державного університету



Суми
Сумський державний університет
2021

УДК 54(075.8)
Х 46

Авторський колектив:

Т. В. Диченко, кандидат педагогічних наук;
Л. М. Пономарьова, кандидат хімічних наук, доцент;
С. Б. Большаніна, кандидат технічних наук, доцент;
Р. М. Пшеничний, кандидат хімічних наук, доцент

Рецензенти:

Н. Н. Чайченко – доктор педагогічних наук, професор, професор кафедри хімії та методики навчання хімії Сумського державного педагогічного університету ім. А. С. Макаренка;
В. Д. Івченко – кандидат технічних наук, доцент кафедри терапії, фармакології, клінічної діагностики та хімії Сумського національного аграрного університету

*Рекомендовано до видання
вченою радою Сумського державного університету
як навчальний посібник
(протокол № 12 від 21 травня 2020 року)*

Хімія : навчальний посібник / Т. В. Диченко, Л. М. Пономарьова,
Х 46 С. Б. Большаніна, Р. М. Пшеничний ; за заг. ред. Т. В. Диченко. – Суми :
Сумський державний університет, 2021. – 177 с.
ISBN 978-966-657-851-1

Навчальний посібник охоплює основні розділи загальної хімії, широко ілюстрований і забезпечений наочними таблицями та схемами. Наведені приклади розв'язання типових задач, запропоновані контрольні питання, завдання для самостійної роботи і тестові завдання для самоперевірки. Виділені ключові слова й терміни українською, англійською, французькою та арабською мовами.

Призначений для слухачів підготовчих відділень, абітурієнтів, школярів та іноземних здобувачів вищої освіти, які бажають поновити свої знання з хімії.

УДК 54(075.8)

ISBN 978-966-657-851-1

© Диченко Т. В., Пономарьова Л. М.,
Большаніна С. Б., Пшеничний Р. М., 2021
© Сумський державний університет, 2021

ЗМІСТ

С.

| | |
|--------------------------------------------------------------------------------------------------------|-----------|
| ПЕРЕДМОВА..... | 5 |
| РОЗДІЛ 1. ПОЧАТКОВИЙ КУРС..... | 6 |
| § 1. Хімічні елементи, символи і назви | 6 |
| § 2. Періодична система хімічних елементів..... | 8 |
| § 3. Речовини. Хімічні формули | 9 |
| § 4. Прості й складні речовини | 10 |
| § 5. Валентність | 12 |
| § 6. Ступінь окиснення | 14 |
| РОЗДІЛ 2. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ І ЗАКОНИ ХІМІЇ..... | 17 |
| § 7. Що вивчає хімія..... | 17 |
| § 8. Властивості речовин | 18 |
| § 9. Фізичні та хімічні явища. Хімічні перетворення | 20 |
| § 10. Атомно-молекулярне вчення | 22 |
| § 11. Відносна атомна маса. Відносна молекулярна маса | 23 |
| § 12. Моль. Молярна маса | 27 |
| § 13. Розрахунки за хімічними формулами. Масова частка речовини..... | 31 |
| § 14. Закон сталості складу..... | 32 |
| § 15. Закон еквівалентів | 33 |
| § 16. Закон збереження маси | 36 |
| § 17. Хімічні рівняння..... | 37 |
| § 18. Закон Авогадро | 39 |
| § 19. Розрахунок відносної молекулярної маси газу..... | 43 |
| § 20. Об'ємна частка газу | 44 |
| § 21. Закон об'ємних співвідношень | 45 |
| § 22. Основні газові закони | 47 |
| § 23. Розрахунки за хімічними формулами і рівняннями..... | 51 |
| РОЗДІЛ 3. БУДОВА АТОМА. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН..... | 55 |
| § 24. Будова атома | 55 |
| § 25. Квантово-механічна модель атома. Квантові числа. Атомна орбіталь. Типи атомних орбіталей..... | 58 |
| § 26. Послідовність заповнення електронами орбіталей, енергетичних підрівнів, рівнів | 63 |
| § 27. Електронні конфігурації атомів і електронні схеми | 66 |
| § 28. Періодичний закон Д. І. Менделєєва і періодична система елементів | 68 |
| § 29. Залежність хімічних властивостей елементів від електронної будови їхніх атомів | 70 |
| § 30. Хімічний зв'язок. Ковалентний зв'язок | 76 |
| § 31. Гібридизація орбіталей | 81 |
| § 33. Металічний зв'язок | 86 |
| § 34. Водневий зв'язок..... | 88 |
| РОЗДІЛ 4. КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК..... | 90 |

| | |
|-----------------------------------------------------------------------------------------------|------------|
| § 35. Класифікація неорганічних речовин. Оксиди | 90 |
| § 36. Основи. Амфотерні гідроксиди | 92 |
| § 37. Кислоти | 95 |
| § 38. Солі | 100 |
| § 39. Генетичний зв'язок між різними класами неорганічних сполук..... | 103 |
| РОЗДІЛ 5. ЗАКОНОМІРНОСТІ ПЕРЕБІГУ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ | 108 |
| § 40. Класифікація хімічних реакцій | 108 |
| § 41. Окисно-відновні процеси. Процеси окиснення і відновлення. Окисники і відновники..... | 112 |
| § 42. Складання рівнянь окисно-відновних реакцій. Метод електронного балансу | 115 |
| § 43. Типи окисно-відновних реакцій..... | 118 |
| § 44. Окисно-відновна двоїстість..... | 120 |
| § 45. Енергетика хімічних реакцій..... | 121 |
| § 46. Розрахунки за термохімічними рівняннями | 123 |
| § 47. Закон Гесса..... | 125 |
| § 48. Хімічна кінетика та рівновага | 127 |
| § 49. Чинники, що впливають на швидкість хімічних реакцій..... | 129 |
| § 50. Необоротні та оборотні хімічні реакції. Хімічна рівновага. Константа рівноваги | 131 |
| РОЗДІЛ 6. РОЗЧИНИ. ОСНОВИ ЕЛЕКТРОХІМІЇ | 134 |
| § 51. Класифікація розчинів | 134 |
| § 53. Положення теорії електролітичної дисоціації..... | 141 |
| § 54. Особливості дисоціації розчинів кислот, основ і солей | 143 |
| § 55. Ступінь дисоціації. Сильні та слабкі електроліти. Константа дисоціації..... | 144 |
| § 60. Гальванічні елементи | 159 |
| § 61. Електроліз | 162 |
| СПИСОК ЛІТЕРАТУРИ | 168 |
| СЛОВНИК КЛЮЧОВИХ СЛІВ І ТЕРМІНІВ..... | 169 |
| ДОДАТОК А..... | 175 |
| ДОДАТОК Б..... | 176 |

ПЕРЕДМОВА

Хімія – одна з фундаментальних наук, яка є базисною дисципліною сучасної інженерно-технічної та медико-біологічної освіти.

Навчальний посібник має на меті допомогти іноземним слухачам засвоїти зміст дисципліни, хімічну термінологію та символіку, лексичний матеріал і мовні конструкції.

Особливістю посібника є те, що в ньому ретельно відібраний хімічний матеріал викладено в доступній формі, що особливо актуально для слухачів з обмеженим словниковим і термінологічним запасом. Доступність викладання враховує як сучасні методичні засоби подання матеріалу, так і мовні конструкції, які ускладнюються в міру накопичення знань у слухачів.

З урахуванням слабкої мовної та загальної підготовки іноземних слухачів посібник спрямований на досягнення подвійної мети. Це, по-перше, якісна допомога слухачам у поновленні, а інколи і отриманні хімічних знань та адаптація уявлень іноземних слухачів до особливостей концепції викладання курсу хімії в Україні. По-друге, подолання мовного бар'єру.

Навчальний матеріал посібника розділений на початковий курс і тематичні розділи, що охоплюють основні положення предмета загальної хімії. Подання теоретичного матеріалу кожної теми супроводжується прикладами різного рівня складності. Під час поетапного розглядання прикладів наведені алгоритми розв'язання задач, необхідна аргументація та зрозумілі пояснення. Перед кожною темою поданий необхідний набір ключових слів і термінів, використані граматичні конструкції, а після – контрольні питання, завдання для самостійної роботи і тестові завдання для самоперевірки. Теоретичний матеріал ілюстрований наочними рисунками, графіками і таблицями. Додаток містить розширений науково-термінологічний словник українською, англійською, французькою та арабською мовами.

Посібник складений відповідно до стандартної міністерської програми з хімії для підготовчих відділень (факультетів). Посібник може бути корисним для роботи зі слухачами підготовчих відділень, абітурієнтами, школярами та іноземними здобувачами вищої освіти, які бажають поновити свої знання з хімії.

РОЗДІЛ 1. ПОЧАТКОВИЙ КУРС

§ 1. Хімічні елементи, символи і назви

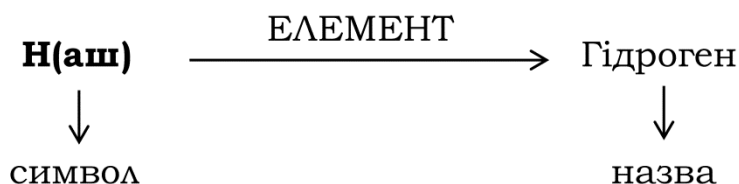
Ключові слова і терміни

| Українські | Англійські | Французькі | Арабські |
|------------|------------|----------------|-----------|
| Елемент | element | element | معادن |
| Метал | metal | métal | معادن |
| Неметал | non-metal | non métallique | اللافلزية |
| Назва | name | nom | اسم |
| Символ | symbol | symbole | رمز |

Зверніть увагу!

- | | |
|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| <ol style="list-style-type: none"> 1. що – що; 2. що – це символ чого; 3. що – це назва чого; | <p>Фосфор – хімічний елемент. P (пе) – це символ фосфору. Фосфор – це назва елемента P.</p> |
|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|

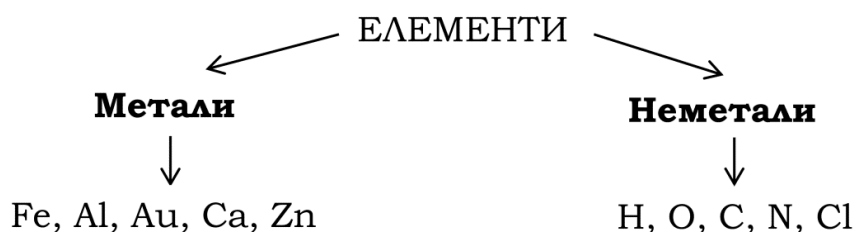
O – це хімічний елемент. P – це хімічний елемент. Fe – це також хімічний елемент. O, P, Fe – це хімічні елементи.



O (o) – це символ кисню (оксигену).
 P (пе) – це символ фосфору.
 Fe (ферум) – це символ заліза (феруму).
 O (o), P (пе), Fe (ферум) – це символи елементів.

Кисень (оксиген) – назва елемента O.
 Фосфор – назва елемента P.
 Залізо (ферум) – назва елемента Fe.
 Оксиген, фосфор, ферум – назви елементів.

Усі елементи – це метали й неметали.



Дивіться символи і назви елементів у таблиці 1.

Таблиця 1 – Назви хімічних елементів і їхні символи

| Хімічний символ | Українська назва елемента | Вимова хімічного символу | Назва елемента | | |
|-----------------|-----------------------------|--------------------------|----------------|-------------------|-------------|
| | | | Латинська | Англійська | Арабська |
| МЕТАЛИ | | | | | |
| Ag | Срібло, аргентум | Аргентум | Argentum | Argentum | فضه |
| Al | Алюміній | Алюміній | Aluminium | Aluminium | الألمنيوم |
| Au | Золото, аурум | Аурум | Aurum | Aurum, gold | ذهب |
| Ba | Барій | Барій | Barium | Barium | الباريوم |
| Ca | Кальцій | Кальцій | Calcium | Calcium | الكالسيوم |
| Cr | Хром | Хром | Chromium | Chromium | معدن الكروم |
| Cu | Мідь, купрум | Купрум | Cuprum | Copper | النحاس |
| Fe | Залізо, ферум | Ферум | Ferrum | Ferrum | فيروم |
| Hg | Ртуть, меркурій гідраргірум | Гідраргірум | Hydrargyrum | Hydrargyrum | الهيدروجين |
| K | Калій | Калій | Kalium | Kalium, Potassium | بوتاسيوم |
| Mg | Магній | Магній | Magnesium | Magnesium | المغنيسيوم |
| Mn | Манган | Манган | Manganum | Manganes | المنغنيز |
| Na | Натрій | Натрій | Natrium | Natrium, Sodium | صوديوم |
| Pb | Свинець, плумбум | Плюмбум | Plumbum | Plumbum, Lidium | رصاص |
| Zn | Цинк | Цинк | Zinkum | Zinc | الخاصين |
| НЕМЕТАЛИ | | | | | |
| As | Арсен | Арсен | Arsenium | Arsenic | الزرنيخ |
| C | Вуглець, карбон | Це | Carboneum | Carbon | الكاربون |
| Cl | Хлор | Хлор | Chlorum | Chlorine | الكلور |
| H | Водень, гідроген | Аш | Hydrogenium | Hydrogen | الهيدروجين |
| He | Гелій | Гелій | Helium | Helium | الهيليوم |
| I | Йод | Йод | Jodum | Iodine | اليود |
| N | Азот, нітроген | Ен | Nitrogenium | Nitrogen | النيتروجين |
| O | Кисень, оксиген | О | Oxygenium | Oxygen | الأكسجين |
| P | Фосфор | Пе | Phosphorus | Phosphorus | الفسفور |
| S | Сірка, сульфур | Ес | Sulfur | Sulphyr, | كبريت |
| Si | Кремній, силіцій | Силіцій | Silicium | Silicon | السيليكون |

Завдання для самостійної роботи

1. Напишіть українські назви хімічних елементів: Al, K, Cl, Na, S, N, Fe, H, Zn, O, P, F, Cu, Hg, Ca, Mg, Ba, C, Cr, Sr.
2. Напишіть символи хімічних елементів: алюміній, манган, йод, азот, фосфор, вуглець, срібло, мідь, залізо, кисень, сірка, водень, свинець, золото, арсен.
3. Прочитайте і запишіть вимову символів хімічних елементів: Fe, Mn, Au, O, C, Cl, Cu, H, Mg, P, S, N, Na, Pb, Ag, As, Hg, Si, Zn, He.

§ 2. Періодична система хімічних елементів

Ключові слова і терміни

| Українські | Англійські | Французькі | Арабські |
|--------------------|---------------|---------------------|------------|
| Вертикальний | Vertical | Verticale | عمودي |
| Горизонтальний | Horizontal | Horizontal | عرضي |
| Група | group | groupe | مجموعة |
| Період | period | période | فترة |
| Періодична система | period | période | فترة |
| Положення | position | position d'un corps | موضع؛ حالة |
| Порядковий номер | atomic number | numéro atomic | رقم متسلسل |
| Ряд | series | seric | رقم |
| Складається з | to consist of | se composer de | يتكون من |

Зверніть увагу!

- 1) що **складається із чого**

Періодична система елементів **складається із** періодів і груп.

- 2) що **має що**

Елемент **має** назву.

Періодична система хімічних елементів (додаток А) **складається із 7 (семи) періодів і 8 (восьми) груп.**

Період – це **горизонтальний ряд елементів**. 2-й період Li – Be – B – C – N – O – F – Ne. Це період 2 (або другий період).

Група – це **вертикальний рядок елементів**. II стовпчик – це група II (або друга група). Be – Mg – Ca – Zn – Sr – Cd – Ba – Hg – Ra. Це елементи другої групи.

Кожний елемент має символ, назву і порядковий номер.

Символ елемента

Порядковий номер в Періодичній таблиці хімічних елементів

Назва простої речовини, що утворена цим елементом

Відносна атомна маса елемента

Мідь
Купрум

Назва елемента

29

Cu

63,546

Місце (положення) елемента в періодичній системі – це порядковий номер елемента, номер групи і номер періоду.

Наприклад, місце (положення) Cu в періодичній системі: порядковий номер – 29, номер групи – II, номер періоду – 4.

Місце (положення) H у періодичній системі: порядковий номер – 1, номер групи – I, номер періоду – 1.

Положення O в періодичній системі: порядковий номер – 8, номер групи – VI, номер періоду – 2.

Завдання для самостійної роботи

1. Назвіть перші елементи всіх періодів.
2. Назвіть елементи періоду 3 (третього періоду).
3. Напишіть положення елементів S, P, Cl, Fe, C, Ne, Ag.
4. Назвіть символи елементів:
 - а) порядковий номер 14, номер групи IV, номер періоду 3;
порядковий номер 20, номер групи II, номер періоду 4;
порядковий номер 33, номер групи V, номер періоду 4;
порядковий номер 47, номер групи I, номер періоду 5;
 - б) номер групи I, номер періоду 3;
номер групи II, номер періоду 4;
номер групи VII, номер періоду 1;
номер групи III, номер періоду 3.

§ 3. Речовини. Хімічні формули

Ключові слова і терміни

| Українські | Англійські | Французькі | Арабські |
|------------|-------------|-------------|------------------|
| Атом | atom | atome | ذرة |
| Молекула | molecule | molécule | جزئ |
| Речовина | substance | substance | مادة |
| Склад | composition | composition | بناء؛تكوين؛تركيب |
| Формула | formula | formule | قانون؛ |

Зверніть увагу!

що показує що

Хімічна формула показує склад речовини.

Вода – це речовина.

H_2O – це формула води.

Крейда – це речовина.

$CaCO_3$ – це формула крейди.

Кисень – це речовина.

O_2 – це формула кисню.

Речовина має назву і хімічну формулу.

Водень – це назва речовин**И**.

H_2 – це формула водн**Ю**.

Вода – це назва речовин**И**.

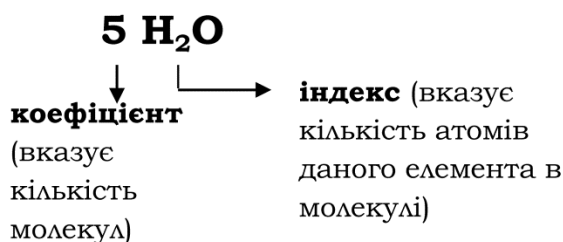
H_2O – це формула вод**И**.

Хімічна формула відображає:

- 1) якісний склад (які елементи);
- 2) кількісний склад (скільки атомів кожного елемента);
- 3) одну молекулу речовини.

Читаємо: «п'ять-аш-два-о»

Означає: п'ять молекул



Як читати формулу речовини?

H₂SO₄ – аш-два-ес-о-чотири. O₂ – о-два.

CaCO₃ – кальцій-це-о-чотири. Al(OH)₃ – алюміній-о-аш-тричі.

Завдання для самостійної роботи

1. Напишіть формули:

натрій-два-о

ферум-о-аш-тричі

калій-два-ес

цинк-о-аш-двічі

аш-ен-о-три

Манган-о-два

аш-два-ес-о-чотири

алюміній-два-ес-о-чотири-тричі

2. Прочитайте і напишіть назву формул речовин:

P₂O₅

PbCl₂

NaCl

NaCl

H₃PO₄

Ca(OH)₂

Al₂(SO₄)₃

N₂O₅

HNO₃

KOH

HClO₄

BaSO₄

§ 4. Прості й складні речовини

Ключові слова і терміни

| Українські | Англійські | Французькі | Арабські |
|-----------------------|------------------------------------------|----------------|----------|
| Атом | atom | atome | ذرة |
| Алотропна модифікація | allotropic | allotropique | تأصلي |
| Молекула | molecule | molecule | جزئ |
| Однаковий | equal, same | le meme | متشابه |
| Проста речовина | simple substance elementary substance | corps simple | بسيط |
| Складна речовина | complex, composite substance | corps complexe | معقد |

Зверніть увагу!

що складається з чого

Молекула H₂O складається з атомів Н і О.

Речовини складаються із молекул і атомів.

Речовина вода складається із молекул води. H₂O – це молекула води.

Молекула H₂O складається з атомів водню Н і кисню О.

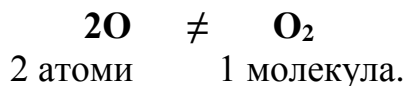
Речовина кисень O₂ складається з атомів кисню (оксигену) О.

О – це один (1) атом кисню (оксигену).

2О – це два (2) атоми кисню (оксигену).

O₂ – це молекула кисню.

2O_2 – це дві (2) молекули кисню.



Речовини ділять на прості та складні.

Прості речовини – це речовини, що складаються з **атомів одного елемента**.

Залізо Fe, сірка S, водень H_2 , кисень O_2 , фосфор P, озон O_3 – це прості речовини.

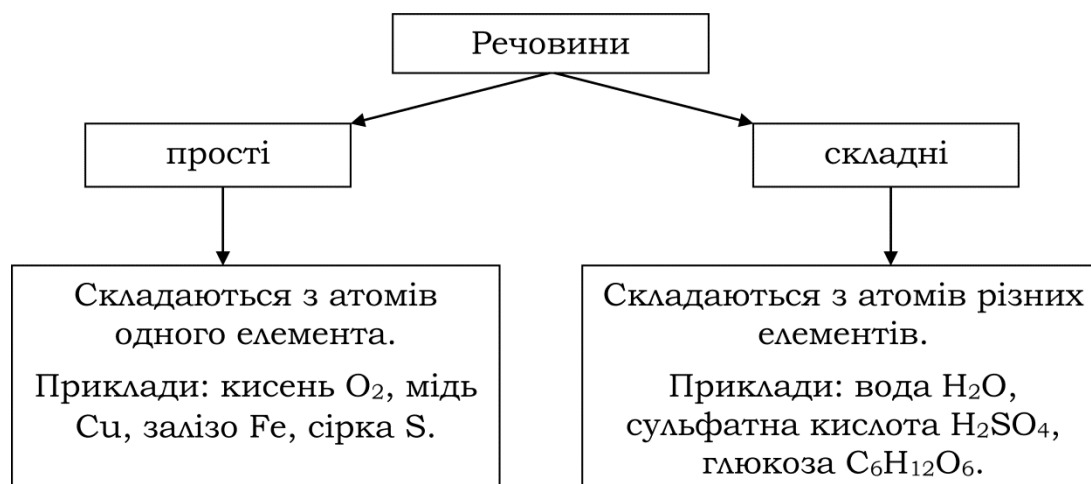
Один хімічний елемент може утворювати кілька простих речовин. Наприклад, елемент кисень (кисноген) (O) утворює дві прості речовини – кисень O_2 і озон O_3 (табл. 2). Такі речовини називаються **алотропними модифікаціями**.

Таблиця 2 – Алотропні модифікації

| Елемент | Алотропні модифікації |
|---------------------|-----------------------------------------|
| Кисень (кисноген) O | Кисень O_2 , озон O_3 |
| Фосфор P | Білий, червоний, чорний фосфор |
| Карбон C | Алмаз, графіт, карбін, букибол |

Складні речовини – це речовини, що складаються з **атомів різних елементів**.

Наприклад, молекула води H_2O складається з атомів двох елементів: кисню і водню; крейда CaCO_3 складається з атомів трьох елементів: кальцію, карбону та кисню. Вода і крейда – складні речовини.



Завдання для самостійної роботи

1. Назвіть а) прості речовини; б) складні речовини:
 O_2 , SiO_2 , Cu, N_2 , KOH, HCl, S, H_2S , Ca, CaH_2 , H_2SO_4 , Fe, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Al}_2(\text{SO}_3)_3$, P_2O_5 , P.
2. Позначте хімічними символами і формулами:
 - а) два атоми сірки;
 - б) три атоми азоту;
 - в) сім молекул води;
 - г) один атом хлору;
 - д) п'ять атомів міді;
 - е) чотири молекули кисню.

3. Напишіть формули речовин, які містять:
- а) один атом сірки і три атоми кисню;
 - б) два атоми натрію і один атом сірки;
 - в) два атоми водню, один атом сірки і три атоми кисню;
 - г) один атом свинцю, два атоми азоту і шість атомів кисню;
 - д) один атом кальцію і два атоми хлору.
4. Позначте хімічними символами і формулами:
- а) два атоми сірки;
 - б) три атоми азоту;
 - в) сім молекул води;
 - г) один атом хлору;
 - д) п'ять атомів міді;
 - е) три молекули сульфатної кислоти.
5. З яких елементів складається речовина:
- а) крейда CaCO_3 ;
 - б) вода H_2O ;
 - в) кисень O_2 ;
 - г) озон O_3 ;
 - д) сульфатна кислота H_2SO_4 ;
 - е) натрій гідроксид NaOH ;
 - ж) вуглекислий газ CO_2 ;
 - и) метан CH_4 ?

Зразок відповіді: Крейда складається з атомів кальцію, вуглецю та кисню. Крейда складається з одного (1) атома кальцію, одного (1) атома вуглецю та трьох (3) атомів кисню.

§ 5. Валентність

Ключові слова і терміни

| Українські | Англійські | Французькі | Арабські |
|------------------|---------------|-------------------|-------------------|
| Валентність | valence | valence | تكافؤ |
| Змінна | variable | grandeur variable | المتغير |
| Постійна | constant | constant | ثابت؛ دائم؛ مستمر |
| Хімічний зв'язок | chemical bond | liaison chimique | رابطة كيميائية |

Зверніть увагу!

- 1) що **можна визначити** як

Валентність елемента **можна визначити** за формулою речовини;

- 2) що **має** що

Ферум **має** валентність два;

- 3) що **показує** що

Валентність **показує** кількість хімічних зв'язків.

Валентність показує, **скільки хімічних зв'язків** може утворити атом елемента.

Деякі елементи мають **постійну валентність**, наприклад:

- одновалентні: H, Li, Na, K, Cs, F;
- двовалентні: O, Ca, Mg, Ba, Sr, Zn;
- тривалентні: Al, B.

Більшість елементів мають **змінну валентність**. Наприклад, залізо може мати валентність два (у речовині FeO) і три (у речовині Fe_2O_3). Сірка має валентність два у сполуках із воднем H_2S і з металами Na_2S , валентність чотири і шість – у сполуках із киснем SO_2 , SO_3 .

Валентність записують римськими цифрами над хімічними символами елементів:



Як визначити валентність елементів за формулою речовини?

Для сполуки A_x^mB_yⁿ, де A і B – хімічні елементи:

x – число атомів елемента A в молекулі; m – його валентність;

y – число атомів елемента B в молекулі; n – його валентність.

$$x \cdot m = y \cdot n \qquad \frac{m}{n} = \frac{y}{x}$$

Приклад 1. Визначте валентність хрому в його оксидах а) CrO; б) Cr₂O₃.

Розв'язання

а) Cr_x^mO_yⁿ. У формулі CrO немає індексів, отже, x = y = 1. Валентність оксигену постійна: n = 2. Тоді, x · m = y · n: 1 · m = 1 · 2, звідси $m = \frac{1 \cdot 2}{1} = 2$. Отже, валентність хрому m = 2 Cr^{II}O^{II};

б) Cr₂^mO₃ⁿ, x = 2, y = 3, n = 2, 2 · m = 3 · 2, $m = \frac{3 \cdot 2}{2} = 3$.

Валентність хрому дорівнює трьом: Cr₂^{III}O₃^{II}.

За валентністю елементів можна скласти формулу.

Приклад 2. Складіть формули: а) нітроген(V) оксиду; б) нітроген(IV) оксиду.

Розв'язання

а) Запишемо формулу оксиду і валентність елементів:

N_x^VO_y^{II}, m = 5, n = 2, 5x = 2y, звідси x : y = n : m = 2:5.

Формула нітроген(V) оксиду – N₂O₅;

б) N_x^{IV}O_y^{II}, m = 4, n = 2, 4x = 2y, звідси x : y = n : m = 2:4 = 1:2.

Формула нітроген(IV) оксиду – NO₂.

Контрольні питання

1. Що показує валентність?
2. Які одновалентні, двовалентні, тривалентні елементи ви знаєте?
3. Які елементи мають змінну валентність?

Завдання для самостійної роботи

1. Визначте валентність елементів у речовинах: N₂O₃, NH₃, As₂O₃, HCl, CH₄, H₂S, BaBr₂, PH₃, Fe₂O₃, Al₂S₃, Mn₂O₇.
2. Напишіть формули речовин:
 - а) карбону(IV) з хлором(I);
 - б) цинку(II) з оксигеном;
 - в) мангану(III) з оксигеном;
 - г) свинцю(III) із хлором(I);
 - д) фосфору(V) з оксигеном.

§ 6. Ступінь окиснення

Ключові слова і терміни

| Українські | Англійські | Французькі | Арабські |
|-------------------------|------------|------------|-----------------------------|
| Виняток | exception | exception | استثناء , حذف , ازالة ابعاد |
| Заряд | charge | charge | شحنة |
| Іон | ion | ion | ايون |
| Найвищий (максимальний) | highest | supérieur | اعلى |
| Найнижчий (мінімальний) | lowest | inférieur | الاقفل |
| Негативний | negative | négatif | سلبي |
| Нуль | zero | zéro | صفر |
| Позитивний | positive | positif | ايجابي |
| Сполука | compound | composé | صلة |
| Сума | sum | somme | مجموع |

Ступінь окиснення (ст. ок.) – це умовний заряд атома в молекулі.

Ступінь окиснення може мати негативне, позитивне, нульове і дробове значення. Ступінь окиснення записується над символом елемента арабською цифрою зі знаком «+» або «-» перед нею, наприклад $\overset{+3}{\text{Al}}_2\overset{-2}{\text{O}}_3$, $\overset{0}{\text{O}}_2$, $\overset{+2}{\text{K}}\overset{-2}{\text{O}}_2$.

Правила визначення ступеня окиснення

1. Ступінь окиснення атомів у **простих речовинах** дорівнює **нулю**: $\overset{0}{\text{H}}_2$, $\overset{0}{\text{Cl}}_2$, $\overset{0}{\text{O}}_2$, $\overset{0}{\text{Na}}$, $\overset{0}{\text{Fe}}$, $\overset{0}{\text{C}}$.
2. Усі **метали** в сполуках мають **позитивний** ступінь окиснення. Метали ІА групи (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) у сполуках мають ступінь окиснення **+1**. Елементи ІІ групи (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra) мають ступінь окиснення **+2**. Алюміній має ступінь окиснення **+3**. Наприклад: $\overset{+1}{\text{Li}}_2\overset{-2}{\text{O}}$, $\overset{+2}{\text{Be}}\overset{-2}{\text{O}}$, $\overset{+3}{\text{Al}}_2\overset{-2}{\text{O}}_3$.
3. **Водень** у сполуках має ступінь окиснення **+1**: $\overset{+1}{\text{H}}_2\overset{-2}{\text{O}}$, $\overset{+1}{\text{H}}\overset{-1}{\text{Cl}}$. Виняток: гідриди металів $\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{H}}$, $\overset{+2}{\text{Ca}}\overset{-1}{\text{H}}_2$. У гідридах металів водень має ступінь окиснення **-1**.
4. **Кисень** у сполуках має ступінь окиснення **-2**: $\overset{+2}{\text{Ca}}\overset{-2}{\text{O}}$, $\overset{+5}{\text{P}}_2\overset{-2}{\text{O}}_5$. Винятки: в сполуках з фтором кисень має ступінь окиснення **+2** ($\overset{-1}{\text{F}}_2\overset{+2}{\text{O}}$), у пероксидах **-1** ($\overset{+1}{\text{Na}}_2\overset{-1}{\text{O}}_2$, $\overset{+1}{\text{H}}_2\overset{-1}{\text{O}}_2$).
5. **Фтор** у сполуках завжди має ступінь окиснення **-1**: $\overset{+1}{\text{K}}\overset{-1}{\text{F}}$, $\overset{+1}{\text{H}}\overset{-1}{\text{F}}$, $\overset{-1}{\text{F}}_2\overset{+2}{\text{O}}$.
6. **Найвищий** (максимальний) **ступінь окиснення** для більшості елементів дорівнює **номеру групи** періодичної системи. Наприклад: Mn перебуває у VII групі, тому має ступінь окиснення **+7**, S – у VI групі – ступінь окиснення **+6**.
7. **Найнижчий** (мінімальний) **ступінь окиснення** для елементів **ІВА–VІІА підгруп** розраховується за рівнянням: **N групи – 8**. Наприклад, Cl перебуває в

VIIA підгрупі, тому його найнижчий ступінь окиснення: $7 - 8 = -1$; S – у VIA підгрупі: $6 - 8 = -2$.

У металів та інертних елементів (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn) найнижчий ступінь окиснення дорівнює нулю.

8. Алгебраїчна сума ступенів окиснення атомів у молекулі завжди дорівнює нулю, а у складному іоні – заряду іона.

Приклад: Обчисліть ступінь окиснення атомів елементів у сполуках: а) P_4 ; б) Cr_2O_3 ; в) $(MnO_4)^-$.

Розв'язок

а) P_4 – це проста речовина. Ступінь окиснення атомів у простій речовині дорівнює 0.

Ступінь окиснення фосфору 0 (P_4^0);

б) Cr_2O_3 . Сума всіх ступенів окиснення атомів у молекулі дорівнює нулю. Ступінь окиснення кисню -2 , ступінь окиснення хрому позначимо через x . Складемо рівняння, враховуємо кількість атомів Cr і O в речовині:

$$2x + (-2) \cdot 3 = 0, \quad 2x - 6 = 0, \quad x = 3.$$

Ступінь окиснення Cr дорівнює $+3$, $Cr_2O_3^{+3 -2}$;

в) $(MnO_4)^-$ – це складний іон. У складному іоні сума всіх ступенів окиснення атомів дорівнює заряду складного іона. Позначимо ступінь окиснення Mn через x , складаємо рівняння:

$$x + (-2) \cdot 4 = -1, \quad x - 8 = -1 \quad x = 7.$$

Ступінь окиснення Mn = $+7$, $(MnO_4)^{-7 -2}$.

Контрольні питання

1. Що таке ступінь окиснення?
2. Який ступінь окиснення мають атоми елементів у простих речовинах?
3. Які елементи мають постійні ступені окиснення у складних речовинах? Наведіть приклади.
4. Чому дорівнюють ступені окиснення водню і кисню у складних речовинах? Якими є винятки для ступенів окиснення цих елементів?
5. Які ступені окиснення у складних речовинах для таких металів Na, Cs, Be, Mg, Al, Li, K, Ba, Cd, Zn, Rb?
6. Який ступінь окиснення має фтор F у складних речовинах?
7. Чому дорівнюють ступені окиснення інертних елементів?
8. Як визначається найвищий (максимальний) ступінь окиснення більшості елементів?
9. Який ступінь окиснення називається найнижчим (мінімальним)? Чому дорівнює мінімальний ступінь окиснення металів?
10. Якими можуть бути найвищі та найнижчі ступені окиснення таких елементів: N, S, Cl, Mn, Cr, Si, P, Se, As, Ga, V, Ti, Hg, Ge?
11. Чому дорівнюють суми ступенів окиснення всіх атомів, що входять до складу молекули, іона?

Завдання для самостійної роботи

1. Обчисліть ступінь окиснення кожного елемента у сполуках:

- а) S, H₂S, SO₂, SO₃, H₂SO₃, KHS, CaSO₄, Na₂S₂O₃;
- б) N₂, NH₃, HNO₂, N₂O₅, NO, N₂O;
- в) Cr, Cr₂O₃, K₂Cr₂O₇, Cr(OH)₃, K₂CrO₄, CrCl₃;
- г) AsH₃, KH₂AsO₃, Ba(AsO₄)₂, (CaOH)₃AsO₄, As₂O₅, AsCl₃;
- д) PH₃, P₂H₄, PH₄Cl, P₂O₅, Na₂HPO₄, Na₂H₂P₂O₇, Al(PO₃)₃;
- е) V(OH)₂, NH₄VO₃, V₂O₃, H₆V₁₀O₂₈;
- ж) CHCl₃, CO, CO₂, HCN, HCOOH, CF₂, NaHCO₃;
- и) CaF₂, KHF₂, F₂, OF₂;
- к) BaCl₂, KClO₃, Ca(ClO)₂, CrO₂Cl₂, NaClO₄, FeCl₂, FeCl₃, KClO₂.
- л) H₂O, H₂O₂, OF₂, KO₃, K₂O₄, BaO₂, BaO, NaO₂, Na₄PO₇.

2. Обчисліть ступінь окиснення кожного елемента в іонах:

- | | | |
|---------------------------------------------------|---------------------------------------------------------|---------------------------------------------------|
| 1) HSO ₄ ⁻ ; | 7) Mn ²⁺ ; | 13) [Al(OH) ₆] ³⁻ ; |
| 2) SO ₄ ²⁻ ; | 8) Fe(OH) ₂ ⁺ ; | 14) IO ₆ ⁵⁻ ; |
| 3) NH ₄ ⁺ ; | 9) [Cu(NH ₃) ₂] ²⁺ ; | 15) VO ₂ ²⁺ ; |
| 4) NO ₃ ⁻ ; | 10) PO ₄ ³⁻ ; | 16) TiO ²⁺ ; |
| 5) ClO ₄ ⁻ ; | 11) PH ₄ ⁺ ; | 17) H ₂ PO ₃ ⁻ ; |
| 6) Cr ₂ O ₇ ²⁻ ; | 12) MnO ₄ ²⁻ ; | 18) FeOH ²⁺ . |

РОЗДІЛ 2. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ І ЗАКОНИ ХІМІЇ

§ 7. Що вивчає хімія

Ключові слова і терміни

| Українські | Англійські | Французькі | Арабські |
|-------------|--------------|------------|-----------------|
| Будова | constitution | structure | بناء |
| Властивість | property | propriete | خصائص |
| Існувати | to exist | exister | وجد؛ بقى |
| Маса | mass | masse | كتلة |
| Матерія | matter | matiere | مادة |
| Об'єм | volume | volume | حجم |
| Поле | field | champ | مجال |
| Природа | nature | nature | طبيعة |
| Пробірка | test-tube | eprouvette | انبويه الاختبار |
| Рух | movement | mouvement | حركة |
| Скло | glass | verre | زجاج |
| Тіло | body | corps | جسم |
| Форма | form | forme | شكل |
| Частинка | particle | parcelle | جسم اولي دقيق |

Зверніть увагу!

1) **що – що**

Хімія – наука;

2) **що це що**

Залізо – **це** речовина;

3) **що вивчає що**

Хімія **вивчає** речовини;

4) **чим називається що**

Тілом **називається** все те, що має масу та об'єм;

5) **що складається з чого**

Тіло **складається з** речовини.

Хімія, біологія, фізика – науки, що вивчають природу. Природа – це повітря, вода, Земля, Сонце, Місяць, рослини, тварини, люди.

Природа – це різні форми матерії. Матерія безперервно змінюється і рухається. Відомі дві форми існування матерії – речовина і поле.

Поле – не має маси спокою.

Речовина складається з окремих часток. Атоми, молекули, електрони, іони – це частинки речовини. Ці частинки **мають масу** спокою.

Хімія – це наука про речовини та їхні перетворення.

Хімія вивчає властивості, склад, будову і перетворення речовин.

Срібло, скло, залізо, сірка, крейда, цукор, кисень, азот – це речовини. Сонце, Місяць, Земля, людина, дім, автобус, склянка, пробірка, ложка – це тіла.

Тілом називають усе те, що має масу та об'єм. Тіла складаються з речовин. Пробірка складається зі скла. Ложка складається зі срібла.

Контрольні питання

1. Які форми існування матерії відомі?
2. Що таке поле?
3. Що таке речовина? Назвіть відомі вам речовини.
4. Що таке тіло? Назвіть відомі вам тіла.
5. З чого складаються тіла?
6. З чого складається: а) склянка; б) ложка?
7. Що таке хімія?

Завдання для самостійної роботи

1. Виконайте вправу за зразком:

| | |
|-------------|-----------------|
| Тіло | Речовина |
| Склянка | скло |

Склянка, скло, залізо, ложка, стіл, срібло, Земля, сірка, вода, Сонце, цукор, алюміній, книга, автобус, азот, водень.

§ 8. Властивості речовин

Ключові слова і терміни

| Українські | Англійські | Французькі | Арабські |
|-----------------------|----------------------------------------|--------------------------|-------------------------|
| Агрегатний стан | physical state, state of the matter | e'tat d'agregation | الحالة الفيزيائية |
| Без кольору | colourless | incolore | عديم اللون |
| Вступати в реакцію | to react | reagin | يستجيب؛ يتأثر |
| Газоподібний | gas | gaseux | غاز |
| Густина | density | densite | كثافة |
| Запах | odour | odeur | رائحة |
| Здатність | ability | capacite | قابلية؛ قدرة؛ مقدرة |
| Кипіння | boiling | ebulition | غليان |
| Кислота | acide | acide | حامض |
| Колір | colour | couleur | لون |
| Нерозчинний | insoluble | insoluble | لا يذوب |
| Плавлення | melting | fusion | يذوب؛ ينصهر |
| Рідкий | liquid | decomposition | تفكك |
| Розчинність | solubility | dissolubilite | قابلية الذوبان؛ ذوبانية |
| Сіль | salt | sel | ملح |
| Смак | taste | saveur | مذاق؛ طعم |
| Спирт | alcohol | alcool | كحول |
| Твердий | solid | solide | صلب |
| Температура | temperature | temperature | درجة الحرارة |
| Температура кипіння | boiling point | temperature de ebulituon | درجة الغليان |
| Температура плавлення | melting popint | temperature de fusion | نقطة الذوبان |
| Утворення | formation | formation | نشوء؛ تكون |
| Характерний | characteristic | characteristique | خاص؛ مميز |

Зверніть увагу!

1) що має що

Речовини мають властивості.

2) що розчиняється в чому

Сіль розчиняється у воді.

3) що вступає в реакцію з чим і утворюється що

Водень вступає в реакцію з киснем, і утворюється вода.

Речовини мають фізичні та хімічні властивості.

Фізичні властивості речовин – це колір, густина, розчинність, температура кипіння, температура плавлення, агрегатний стан. Твердий, рідкий і газоподібний – це агрегатні стани речовини. Багато речовин мають запах і смак.

Кожна речовина має свої властивості. Наприклад, спирт – рідка безбарвна речовина. Спирт має характерний запах. Густина спирту – 800 кг/м^3 , температура кипіння – $78,3 \text{ }^\circ\text{C}$, температура плавлення – $114 \text{ }^\circ\text{C}$. Спирт добре розчиняється у воді.

Сіль (NaCl) – тверда речовина білого кольору, без запаху, має солоний смак. Густина солі – 2200 кг/м^3 . Температура плавлення – $801 \text{ }^\circ\text{C}$, температура кипіння – $1456 \text{ }^\circ\text{C}$. Сіль добре розчиняється у воді.

Хімічні властивості речовини – це здатність речовини вступати в хімічну реакцію з іншими речовинами.

Наприклад, водень вступає в хімічну реакцію з киснем і утворюється вода.

Контрольні питання

1. Які властивості мають речовини?
2. Які фізичні властивості речовин?
3. Назвіть агрегатні стани речовини.
4. Що таке хімічні властивості речовини?

Завдання для самостійної роботи

1. Опишіть властивості речовин, подані у таблиці 3, за схемою:

а) агрегатний стан;

в) запах, смак;

д) температура кипіння, температура плавлення;

б) колір;

г) густина;

е) розчинність.

Таблиця 3 – Густина, температури плавлення та кипіння деяких речовин

| Речовина | Густина, кг/м^3 | Температура, $^\circ\text{C}$ | |
|---------------------------------------------|-----------------------------|-------------------------------|---------|
| | | плавлення | кипіння |
| Оцтова кислота (CH_3COOH) | 1 049 | 16,6 | 118,1 |
| Карбон(IV) оксид (CO_2) | 1 980 | -56,6 | -78,5 |
| Йод (I_2) | 4 940 | 113,7 | 184,5 |
| Срібло (Ag) | 10 500 | 961,3 | 2 180 |
| Кисень (O_2) | 1 430 | -218,7 | -183 |

§ 9. Фізичні та хімічні явища. Хімічні перетворення

Ключові слова та терміни

| Українські | Англійські | Французькі | Арабські |
|---------------|----------------------|-------------------------|------------------------|
| Будь-який | any | n'importe quel | أي؛ كان |
| Виділення | to evolve | se degager | يحتمل |
| Випаровування | evaporation | evaporation | تبخر |
| Горіння | combustion, burning | combustion | احترق؛ هيجان |
| Змінюватися | to change | changer | تغير؛ تبديل؛ تحويل |
| Конденсація | condensation | condensation | تكاثف؛ تكثيف |
| Лід | ice | glace | جليد |
| Нагрівання | heating | chauffage | حرارة |
| Одержання | obtaining production | production, preparatifs | حصول؛ استلام؛ تسلّم |
| Ознака | feature, indication | indice, signe | فه؛ دليل؛ علاقة |
| Осад | precipitate | precipite | مفاجئ؛ يهتته بعجله |
| Охолодження | cooling | refroidissement | تجميد؛ توريد |
| Пара | vapour, steam | vapeur | بخار |
| Поглинання | absorption | absorber | امتصاص |
| Порошок | powder | poudre | مسحوق |
| Продукт | product | produit | شيء؛ مادة؛ ناتج |
| Реагувати | to react | reagir | تأثر؛ رد على؛ تفاعل مع |
| Реакція | reaction | reaction | يستجيب؛ يتأثر |
| Структура | structure | structure | تركيب |
| Суміш | mixture | melange | خليط؛ مخلوط |
| Теплота | heat | chaleur | حرارة |
| Частина | part | part | جزء |
| Шматок | lump, piece | morceau | قطعة |
| Явище | phenomenon | fait | ظاهرة |

Зверніть увагу!

1) **розчинення** чого в чому

Розчинення цукру у воді;

2) **під час нагрівання (кипіння, плавлення, горіння)...**

Під час нагрівання лід плавиться;

3) **що перетворюється** на що

Вода перетворюється на пару;

4) **під час яких умов** що перетворюється на що

Під час кипіння вода перетворюється на пару;

5) **якщо + інфінітив**

Якщо шматок крейди **перетворити** на порошок, зміниться форма тіла;

6) **що взаємодіє з чим**

Залізо взаємодіє із сіркою;

7) **змінюється** що (що змінюється)

Природа весь час змінюється.

Природа весь час змінюється. **Явища** – це будь-які зміни в природі. Рух людини, рух Землі, горіння сірника, розчинення цукру у воді – це явища.

Явища діляться на фізичні й хімічні. Під час **фізичних явищ** змінюються окремі властивості: форма, об'єм, положення тіл, агрегатний стан речовини. **Нові речовини не утворюються.**

Плавлення льоду, випаровування води – це фізичні явища (рис. 1). Склад і структура речовини не змінюються. Змінюється тільки агрегатний стан.

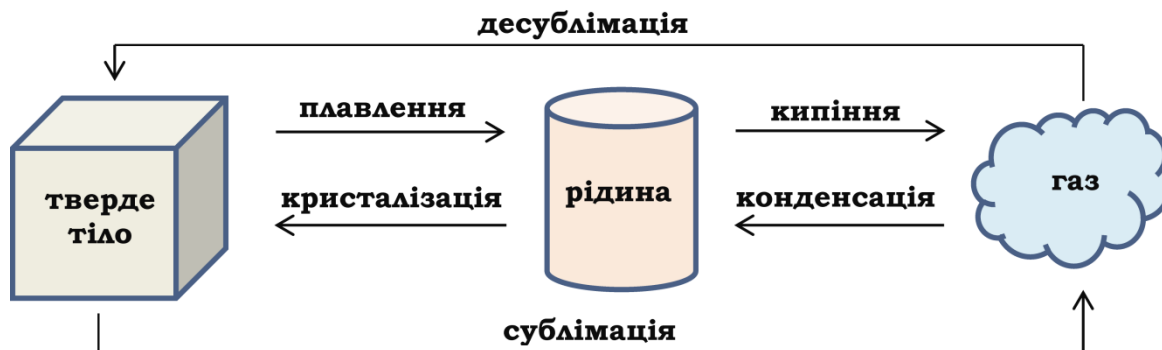
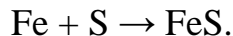


Рисунок 1 – Зміна агрегатного стану води

Якщо шматок крейди перетворити на порошок, зміниться форма тіла, але речовина – крейда – не зміниться. Це також фізичне явище.

Хімічне явище (хімічна реакція) – це явище, за якого одні речовини перетворюються на інші. Під час хімічних явищ **утворюються нові речовини.**

Під час нагрівання суміші сірки (S) і заліза (Fe) утворюється нова речовина ферум(II) сульфід (FeS). Відбувається хімічна реакція. Залізо взаємодіє із сіркою



Під час горіння сірки виділяється теплота й утворюється нова речовина – газ із неприємним запахом. Це хімічне явище.

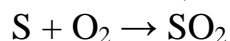


Рисунок 2 – Ознаки хімічних реакцій

Ознаки хімічних реакцій:

- 1) зміна забарвлення речовини;
- 2) утворення осаду або розчинення осаду;
- 3) утворення газу;
- 4) виділення або поглинання теплоти;
- 5) поява або зникнення запаху.

Контрольні питання

1. Що таке явище?
2. Які явища ви знаєте?
3. Що змінюється під час фізичних явищ?
4. Під час яких явищ утворюються нові речовини?
5. Які явища називають хімічними?
6. Назвіть ознаки хімічних реакцій?

Завдання для самостійної роботи

1. Назвіть хімічні явища: а) плавлення заліза; б) розчинення заліза в сульфатній кислоті; вв) горіння сірки; г) плавлення сірки; д) випаровування води; е) перетворення крейди на порошок; ж) розчинення крейди в кислоті.
2. Назвіть явища, які відбуваються під час нагрівання таких речовин:
а) сірки до температури плавлення; б) води до температури кипіння; в) міді в кислоті; г) міді до температури плавлення.
3. Які зміни характеризують хімічну реакцію: а) зміна агрегатного стану речовини; б) зміна форми тіла; в) зміна кольору; г) утворення осаду; д) утворення газу; е) зміна об'єму; ж) виділення теплоти; и) зміна положення тіла.

§ 10. Атомно-молекулярне вчення

Ключові слова і терміни

| Українські | Англійські | Французькі | Арабські |
|-------------|----------------------|-------------|--------------------------------|
| Вид | form; type | type | نوع؛ شكل |
| Вчення | teaching; doctrine | doctrine | دراسة |
| Електрон | electron | électron | الإلكترون |
| Зберігати | to preserve; to keep | conserver | حافظ على؛ بقى |
| Неподільна | indivisible | indivisible | لا يتجزأ؛ غير قابل للانقسام |
| Поняття | conception(notion) | notion | مفهوم |
| Розмір | dimension | dimension | مقياس؛ قياس |
| Руйнуватися | to disintegrate | se detruire | تحطم؛ تدمير |
| Структурний | structural | structurale | تركيب |
| Ядро | nucleus | noyau | نواة |

Основні положення атомно-молекулярного вчення:

1. Речовини складаються з часток (структурних елементів речовини) – молекул, атомів, іонів.
2. Частки речовини (молекули, атоми, іони) неперервно, безладно рухаються.
3. Молекули складаються з атомів.
4. Молекули зберігаються під час фізичних явищ і руйнуються під час хімічних явищ.
5. Атоми зберігаються під час хімічних реакцій.

Молекула – це найменша частинка речовини, що має (зберігає) її хімічні властивості. Молекули складаються з атомів.

Атом – це найменша **хімічно неподільна частинка речовини**. Атом складається з позитивно зарядженого **ядра** і негативно заряджених **електронів**.

У природі існують різні види атомів, які мають різні заряди ядер, різні розміри, різні маси та різні хімічні властивості.

Хімічний елемент – це вид атомів з **однаковим зарядом ядра**. Кожний хімічний елемент має свою назву та хімічний символ (див. табл. 1).

Контрольні питання

1. Назвіть основні положення атомно-молекулярного вчення.
2. З чого складається речовина?
3. З чого складається молекула?
4. Що відбувається з молекулами: а) під час фізичних явищ; б) під час хімічних явищ?
5. Що відбувається з атомами під час хімічних реакцій?
6. Що таке молекула?
7. Що таке атом?
8. Що таке хімічний елемент?

§ 11. Відносна атомна маса. Відносна молекулярна маса

Ключові слова та терміни

| Українські | Англійські | Французькі | Арабські |
|---------------------------|----------------------------|-------------------------------|--------------------|
| Абсолютний | absolute | absolu | مطلق |
| Атомна одиниця маси | atomic mass unit | atomique unite masse | وحدة الكتلة الذرية |
| Величина; значення | value | valeur | القيمة |
| Використовувати | to use | utiliser | استخدام؛ أستعمل |
| Виразити | to express | exprimer | يعكس؛ يحسد |
| Відносна атомна маса | relative atomic mass | relative atomique masse | نسبه الكتلة الذرية |
| Відносний | relative | relative | نسبي |
| Відношення | relation; ratio | relation | علاقة |
| Ізотоп | isotope | isotope | نظير |
| Істина | veritable; true | vrai; veritable | حقيقي |
| Незручно | inconvenient | incommode | |
| Одиниця | unit | unite | وحدة |
| Позначати | to mark | marquer | يوفر |
| Показувати | to demonstrate; to show | montrer | دل |
| Розрахувати; обчислити | to calculate | calculer | يعد؛ يحسب |
| Спеціальний | special | special | مميز |
| Відносна молекулярна маса | relative molecular mass | de relative moleculaire masse | نسبه الكتلة الذرية |

Зверніть увагу!

- 1) що **виражається** чим (у чому)

Абсолютна атомна маса **виражається** в одиницях маси: г, кг;

- 2) що **позначається** чим

Абсолютна атомна маса **позначається** $m_A(X)$;

3) у скільки разів більше (менше), ніж...

Відносна атомна маса показує, у скільки разів маса атома більша,

ніж $\frac{1}{12}$ маси атома Карбону;

4) що дорівнює чому

Відносна молекулярна маса дорівнює сумі відносних атомних мас елементів, що входять до складу молекули.

Абсолютна атомна і молекулярна маси – це істинні маси атомів і молекул, які виражаються в одиницях маси: г (грамах), кг (кілограмах). Абсолютна атомна маса позначається $m_A(X)$; де X – символ елемента. Наприклад; маса атома вуглецю дорівнює $m_A(C) = 19,93 \cdot 10^{-24}$ г (дев'ятнадцять цілих дев'яносто три сотих; помножених на десять у мінус двадцять четвертому степені грамів) = $19,93 \cdot 10^{-27}$ кг. Абсолютні атомні маси деяких елементів надано в таблиці 4.

Таблиця 4 – Абсолютні атомні маси деяких елементів

| Елемент | $m_A(\text{г})$ |
|------------|------------------------|
| Водень (H) | $1,674 \cdot 10^{-24}$ |
| Кисень (O) | $26,67 \cdot 10^{-24}$ |
| Азот (N) | $23,2 \cdot 10^{-24}$ |
| Сірка (S) | $53,1 \cdot 10^{-24}$ |
| Мідь (Cu) | $105,5 \cdot 10^{-24}$ |

Абсолютна молекулярна маса позначається $m_M(X)$; де X – формула речовини. Наприклад, маса молекули кисню дорівнює $m_M(O_2) = 53,2 \cdot 10^{-24}$ г = $53,2 \cdot 10^{-27}$ кг.

Абсолютні атомні й молекулярні маси дуже малі. Їх незручно використовувати для розрахунків. У хімії, фізиці для вимірювання маси атомів прийнята спеціальна одиниця – **атомна одиниця маси** (позначається **а. о. м.**)

Атомна одиниця маси (а. о. м.) – це одиниця вимірювання атомних мас; яка дорівнює $\frac{1}{12}$ (одній дванадцятій) частині маси атомів ізотопу карбону $^{12}_6\text{C}$.

Розрахуємо (обчислимо) величину 1 атомної одиниці маси. Маса атома ізотопу карбону ($^{12}_6\text{C}$) дорівнює $19,93 \cdot 10^{-24}$ г.

$$1 \text{ а. о. м.} = \frac{1}{12} m_A(^{12}\text{C}) = \frac{19,93 \cdot 10^{-24} \text{ г}}{12} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}.$$

Відносна атомна маса елемента – це відношення маси атома елемента до $1/12$ (однієї дванадцятої) маси атома ізотопу вуглецю $^{12}_6\text{C}$.

Вона позначається $A_r(X)$, де X – символ елемента; r – перша літера слова relative (відносний).

$$A_r(X) = \frac{m_A(X)}{\frac{1}{12}m_A(^{12}\text{C})} = \frac{m_A(X)}{1 \text{ а.о.м.}}$$

На відміну від величини m_A (абсолютної атомної маси), величина A_r безрозмірна. Зв'язок між величинами m_A і A_r відображає співвідношення

$$m_A = A_r \cdot 1 \text{ а. о. м.}$$

Відносна атомна маса показує, у скільки разів маса атома більша, ніж $\frac{1}{12}$ маси атома вуглецю.

Наприклад, маса атома гелію $6,64 \cdot 10^{-24}$ г. Відносна атомна маса гелію дорівнює відношенню маси атома гелію до $\frac{1}{12}$ маси атома вуглецю (атомної одиниці маси).

$$A_r(\text{He}) = \frac{m_A(\text{He})}{\frac{1}{12}m_A(^{12}\text{C})} = \frac{m_A(\text{He})}{1 \text{ а.о.м.}} = \frac{6,64 \cdot 10^{-24}\text{г}}{1,66 \cdot 10^{-24}\text{г}} = 4.$$

$A_r(\text{He}) = 4$; це означає, що маса гелію в 4 рази більша, ніж $\frac{1}{12}$ частина атома вуглецю (рис. 3).

Відносні атомні маси елементів наведено в періодичній системі хімічних елементів.

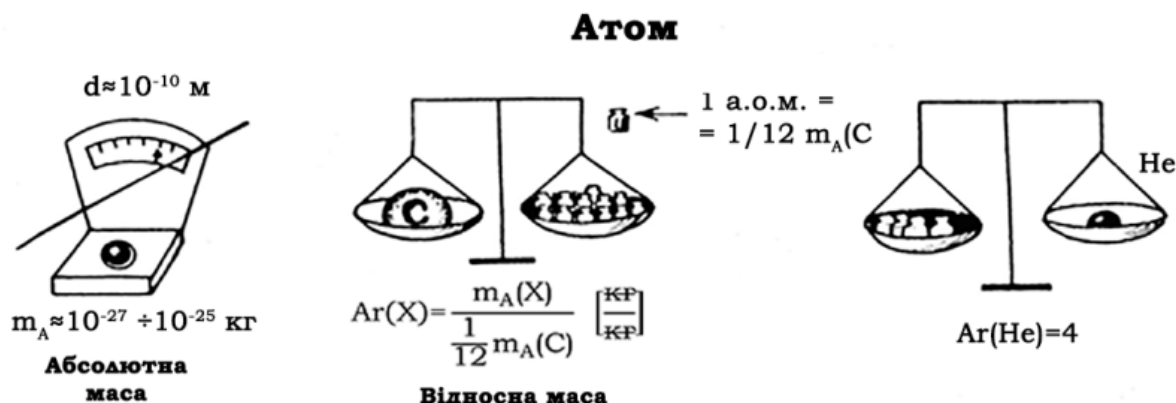


Рисунок 3 – Абсолютна і відносна атомні маси

Відносна молекулярна маса – це **відношення маси молекули речовини до $\frac{1}{12}$ маси атома ізотопу вуглецю $^{12}_6\text{C}$** . Вона позначається $M_r(X)$, де X – формула речовини.

$$M_r(X) = \frac{m_M(X)}{\frac{1}{12}m_A(^{12}\text{C})} = \frac{m_M(X)}{1 \text{ а. о. м.}}$$

Відносна молекулярна маса показує, у скільки разів маса молекули більша, ніж $\frac{1}{12}$ маси атома вуглецю.

Наприклад, маса молекули води $m_M(\text{H}_2\text{O}) = 28,95 \cdot 10^{-24}$ г. Відносна молекулярна маса молекули води H_2O дорівнює відношенню маси молекули H_2O до величини атомної одиниці маси.

$$\text{Mr}(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m_A(\text{H}_2\text{O})}{1 \text{ а. о. м.}} = \frac{26,95 \cdot 10^{-24}\text{Г}}{1,66 \cdot 10^{-24}\text{Г}} = 18.$$

$\text{Mr}(\text{H}_2\text{O}) = 18$. Маса молекули води у 18 разів більша, ніж $\frac{1}{12}$ маси атома вуглецю.

Молекула складається з атомів.

Відносна молекулярна маса дорівнює сумі відносних атомних мас елементів, що входять до складу молекули.

$$\text{Mr}(\text{B}_x\text{D}_y) = x\text{Ar}(\text{B}) + y\text{Ar}(\text{D}).$$

Наприклад, відносна молекулярна маса води дорівнює сумі відносних атомних мас водню та кисню

$$\text{Mr}(\text{H}_2\text{O}) = 2\text{Ar}(\text{H}) + \text{Ar}(\text{O}) = 2 \times 1 + 16 = 18.$$

Контрольні питання

1. Що таке абсолютна атомна маса?
2. Що таке відносна атомна маса?
3. Що таке атомна одиниця маси?
4. Що показує відносна атомна маса?
5. Що таке відносна молекулярна маса?
6. Що показує відносна молекулярна маса?
7. Чому дорівнює відносна молекулярна маса?

Завдання для самостійної роботи

1. У скільки разів маса атома: а) кисню; б) заліза; в) фосфору; г) хлору більша, ніж $\frac{1}{12}$ частина маси атома вуглецю?
2. Визначте відносні атомні маси: а) водню; б) кисню; в) азоту; г) сірки; д) міді. Використовуйте таблицю 4.
3. Знайдіть за періодичною системою Д. І. Менделєєва відносні атомні маси елементів: заліза, натрію, калію, неону, арсену, цинку, свинцю.
4. За величинами відносних атомних мас елементів а) кисню; б) хлору; в) водню; г) вуглецю; д) золота в періодичній системі Д. І. Менделєєва розрахуйте їхні абсолютні атомні маси.

Приклад: Відносна атомна маса кисню $\text{Ar}(\text{O}) = 16$ а. о. м. Розрахуємо абсолютну атомну масу кисню $m_A(\text{O})$.

Розв'язання

- 1) складаємо пропорцію: 1 а. о. м. – $1,66 \cdot 10^{-24}$ г
16 а. о. м. – x

$$x = \frac{1,66 \cdot 10^{-24} \cdot 16}{1} = 26,67 \cdot 10^{-24}\text{Г};$$

$$2) \text{ використовуємо формулу } A_r = \frac{m_A(\text{O})}{\frac{1}{12} m_A(^{12}\text{C})} = \frac{m_A(\text{O})}{1 \text{ а. о. м.}},$$

$$m_A(\text{O}) = A_r \cdot 1 \text{ а. о. м.} = 16 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г} = 26,67 \cdot 10^{-24} \text{ г.}$$

5. Розрахуйте відносні молекулярні маси речовин: а) H_2SO_4 ; б) CaCO_3 ; в) ZnCl_2 ; г) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$; д) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$; е) P_2O_5 ; ж) KOH ; и) H_3AsO_4 ; к) $\text{Al}(\text{OH})_3$.

§12. Моль. Молярна маса

Ключові слова й терміни

| Українські | Англійські | Французькі | Арабські |
|------------|------------|------------------|-------------------|
| Вимірювати | to measure | mesurer | يقيس |
| Кількість | quantity | quantite | كمية |
| Моль | mole | mole | مول |
| Поділити | to divide | diviser, separer | يقسم |
| Стала | constant | constant | ثابت؛ دائم؛ مستمر |
| Число | number | nombre | رقم؛ عدد |

Зверніть увагу!

1) що містить що

Моль містить $6,02 \cdot 10^{23}$ частинок;

2) стільки..., скільки

Моль містить стільки частинок, скільки міститься атомів у вуглецю масою 12 г;

3) що виражається в чому

Молярна маса речовини виражається в грамах на моль (г/моль).

Речовина характеризується масою (m), що вимірюється в кг (г, мг), об'ємом (V), що вимірюється у м^3 (л, мл), і кількістю частинок, що містяться в ній. Хіміки використовують для розрахунків фізичну величину – кількість речовини.

Кількість речовини – це кількість структурних частинок речовини. Структурні частинки – це молекули, атоми, іони, інші.

Кількість речовини позначається грецьким символом $n(X)$ (n – читаємо «ен»), де X – формула частинки. Одиницею вимірювання кількості речовини є моль.

Моль – це кількість речовини, що містить стільки часток (атомів, молекул, іонів або інших), скільки атомів є в ізотопі вуглецю ^{12}C масою 12 г.

Розрахуємо, скільки атомів карбону містить вуглець масою 12 г. Для цього масу 12 г поділимо на масу одного атома карбону, що дорівнює $19,93 \cdot 10^{-24}$ г.

$$12 \text{ г/моль} : 19,93 \cdot 10^{-24} \text{ г} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ 1/моль.}$$

Число $6,02 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹ називається сталою Авогадро і позначається N_A . Стала Авогадро N_A показує кількість структурних частинок у 1 молі речовини.

Моль – це кількість речовини, що містить $6,02 \cdot 10^{23}$ структурних частинок (атомів, молекул, іонів або інших).



Рисунок 4 – Співвідношення мас 1 моля речовин

Наприклад:

- 1 моль води H_2O містить $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул води.
- 1 моль молекулярного кисню O_2 містить $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул кисню O_2 .
- 1 моль іонів SO_4^{2-} містить $6,02 \cdot 10^{23}$ іонів SO_4^{2-} .
- 1 моль атомів вуглецю C містить $6,02 \cdot 10^{23}$ атомів карбону.
- 1 моль молекул CO_2 містить $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул CO_2 .

| <u>C</u> | <u>O₂</u> | <u>CO₂</u> |
|-----------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| 1 моль атомів вуглецю, $6,02 \cdot 10^{23}$ атомів карбону, 12 г вуглецю | 1 моль молекул кисню, $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул кисню, 32 г кисню | 1 моль молекул карбон(IV) оксиду, $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул карбон(IV) оксиду, 44 г карбон(IV) оксиду |

Маса 1 моль, або $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул, називається молярною масою речовини, маса $6,02 \cdot 10^{23}$ атомів – молярною масою елемента, маса $6,02 \cdot 10^{23}$ іонів – молярною масою іонів.

Молярна маса – це відношення маси речовини $m(X)$ до її кількості $n(X)$.

$$M(X) = \frac{m(X)}{n(X)} \text{ г/моль.}$$

Маса речовини m вимірюється в грамах (або кілограмах), кількість речовини n вимірюється в молях. Молярна маса речовини M виражається в грамах на моль (г/моль) або в кілограмах на моль (кг/моль).

Молярна маса атомів чисельно дорівнює відносній атомній масі елемента, а молярна маса молекул – відносній молекулярній масі речовини (табл. 5).

Таблиця 5 – Чисельне значення молярних мас деяких речовин

| Формула речовини | Відносна атомна (Ar) або молекулярна (Mr) маса | Число частинок у 1 моль | Молярна маса (M), г/моль |
|--------------------------------|------------------------------------------------|------------------------------|--------------------------|
| Cu | 64 | $6,02 \cdot 10^{23}$ атомів | 64 |
| O ₂ | 32 | $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул | 32 |
| H ₂ O | 18 | $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул | 18 |
| H ₂ SO ₄ | 98 | $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул | 98 |
| S | 32 | $6,02 \cdot 10^{23}$ атомів | 32 |

Кількість речовини (n(X)) можна розрахувати, якщо відомі маса речовини і її молярна маса.

$$n(X) = \frac{m(X)}{M(X)} \text{ (моль)}.$$

Приклад 1. Яка кількість речовини міститься у воді масою 54 г?

| | |
|-------------------------------------------------|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Дано: $m(\text{H}_2\text{O}) = 54 \text{ г}$ | Розв'язання |
| | 1) $M(\text{H}) = 1 \text{ г/моль}$, $M(\text{O}) = 16 \text{ г/моль}$, $M(\text{H}_2\text{O}) = 1 \cdot 2 + 16 = 18 \text{ г/моль}$; |
| $n(\text{H}_2\text{O}) = ?$ | 2) $n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{54 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 3 \text{ моль}$. |

Відповідь: Вода масою 54 г містить 3 моля води.

Масу речовини розраховують, якщо відомі кількість і її молярна маса.

$$m(X) = M(X) \cdot n(X) \text{ г}.$$

Приклад 2. Визначте масу 5 молів KI.

| | |
|------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Дано: $n(\text{KI}) = 5 \text{ моль}$ | Розв'язання |
| | 1) $M(\text{K}) = 39 \text{ г/моль}$, $M(\text{I}) = 127 \text{ г/моль}$, $M(\text{KI}) = 39 + 127 = 166 \text{ г/моль}$; |
| $m(\text{KI}) = ?$ | 2) $m(\text{KI}) = n(\text{KI}) \cdot M(\text{KI}) = 5 \text{ моль} \cdot 166 \text{ г/моль} = 830 \text{ г}$. |

Відповідь: Маса 5 молів KI дорівнює 830 г.

Масу одного атома або однієї молекули речовини можна розрахувати, поділивши її молярну масу на сталу Авогадро.

$$m_M(X) = \frac{M(X)}{N_A}.$$

Приклад 3. Визначте масу молекули хлору Cl_2 .

| | |
|-------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Дано: $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$ | Розв'язання |
| $m_M(\text{Cl}_2) = ?$ | 1) $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ г/моль}$, $M(\text{Cl}_2) = 2 \cdot 35,5 = 71 \text{ г/моль}$, 2) $m_M(\text{Cl}_2) = \frac{M(\text{Cl}_2)}{N_A} = \frac{71 \text{ г/моль}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}} = 1,18 \cdot 10^{-22} \text{ г}$. |

Відповідь: Маса молекули хлору дорівнює $1,18 \cdot 10^{-22} \text{ г}$.

Кількість структурних частинок $N(X)$ даної речовини розраховують за формулою

$$N(X) = n(X) \cdot N_A.$$

Приклад 4. Скільки молекул містять 0,3 моля азоту?

| | |
|---------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Дано: $n(\text{N}_2) = 0,3 \text{ моля}$ | Розв'язання |
| $N(\text{N}_2) = ?$ | $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$, $N(\text{N}_2) = n(\text{N}_2) \cdot N_A = 0,3 \text{ моля} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 1,8 \cdot 10^{23}$. |

Відповідь: 0,3 моля азоту містять $1,8 \cdot 10^{23}$ молекул.

Приклад 5. Скільки атомів нітрогену міститься в 0,3 моля азоту?

| | |
|---------------------------------------------|-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Дано: $n(\text{N}_2) = 0,3 \text{ моль}$ | Розв'язання |
| $N(\text{N}) = ?$ | $N(\text{N}) = n(\text{N}) \cdot N_A$. 1 моль молекул N_2 містить 2 моля атомів нітрогену N, звідси $n(\text{N}) = 2n(\text{N}_2) = 2 \cdot 0,3 \text{ моля} = 0,6 \text{ моля}$; $N(\text{N}) = 0,6 \text{ моля} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моля}^{-1} = 36,12 \cdot 10^{22}$. |

Відповідь: У 0,3 моль азоту міститься $36,12 \cdot 10^{22}$ атомів N.

Приклад 6. У якій масі амоніаку NH_3 міститься стільки молекул, скільки їх є у воді H_2O масою 54 г?

| | |
|---------------------------------------------------------------------------------------------|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Дано: $m(\text{H}_2\text{O}) = 54 \text{ г}$ $n(\text{NH}_3) = n(\text{H}_2\text{O})$ | Розв'язання |
| $m(\text{NH}_3) = ?$ | 1) $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}$, $M(\text{NH}_3) = 17 \text{ г/моль}$; 2) $n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{54 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 3 \text{ моля}$; 3) $n(\text{NH}_3) = n(\text{H}_2\text{O}) = 3 \text{ моля}$; 4) $m(\text{NH}_3) = n(\text{NH}_3) \cdot M(\text{NH}_3) = 3 \text{ моля} \cdot 17 \text{ г/моль} = 51 \text{ г}$. |

Відповідь: Амоніак масою 51 г містить стільки молекул, скільки їх є у воді масою 54 г.

Контрольні питання

1. Що таке кількість речовини?
2. У яких одиницях виражають кількість речовини?
3. Що таке моль?
4. Що показує стала Авогадро?
5. Що таке молярна маса? У яких одиницях виражають молярну масу?
6. Як розрахувати: а) молярну масу; б) кількість речовини; в) масу речовини; г) масу молекули, атома; д) кількість атомів, молекул?

Завдання для самостійної роботи

1. Розрахуйте молярні маси речовин: а) I₂; б) O₃; в) P₂O₅; г) HCl; д) Cl₂; е) H₃PO₄; ж) NH₄NO₃; з) Mg(NO₃)₂.
2. Яка кількість речовини міститься: а) у сульфатній кислоті H₂SO₄ масою 9,8 г; б) у KOH масою 11,2 г; в) у залізі масою 0,56 г?
3. Розрахуйте масу: а) молекулярного водню H₂ кількістю речовини 2 моля; б) атомарного кисню кількістю речовини 3 моля; в) води кількістю речовини 0,3 моля.
4. Розрахуйте масу молекул: а) O₃; б) O₂; в) H₂SO₄.
5. Скільки молекул міститься: а) в амоніаку NH₃ масою 3,4 г; б) у водні H₂ масою 4 г; в) у сульфатній кислоті H₂SO₄ масою 49 г?
6. Скільки атомів усіх елементів міститься: а) в амоніаку NH₃ масою 3,4 г; б) у водні H₂ масою 4 г; в) у сульфатній кислоті H₂SO₄ масою 49 г?
7. У якій масі хлороводню HCl міститься стільки молекул, скільки їх у воді масою 49 г?
8. У якій масі водню H₂ міститься стільки атомів, скільки їх у сірці S масою 6,4 г?

§ 13. Розрахунки за хімічними формулами. Масова частка речовини

Ключові слова і терміни

| Українські | Англійські | Французькі | Арабські |
|-------------|--------------|--------------|----------------------|
| Визначення | definition | definition | تعريف؛تحديد |
| Відсотковий | percentage | pourcentage | نسبة مئوية |
| Кількісний | quantitative | quantitatif | كمي؛مقداري |
| Масова | mass | masse | كتلي |
| Система | system | systeme | نظام |
| Якісний | qualitative | qualificatif | نوعي؛ذو علاقة بالنوع |

За хімічною формулою можна розрахувати:

- 1) відносну молекулярну масу речовини;
- 2) масові частки кожного елемента в речовині (у частках одиниці або у відсотках).

Масова частка елемента – це відношення сумарної атомної маси елемента до відносної молекулярної маси.

$$w(E) = \frac{A_r \cdot n}{M_r},$$

де $w(E)$ – масова частка елемента E (у частках одиниці); n – число атомів елемента; A_r – відносна атомна маса елемента; M_r – відносна молекулярна маса.

Масова частка виражається в частках одиниці або у відсотках.

Приклад 1. Розрахуйте відносну молекулярну масу CaCO_3 . Визначте масову частку кожного елемента в CaCO_3 .

| Дано: CaCO_3 | Розв'язання |
|--------------------------|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| $M_r(\text{CaCO}_3) = ?$ | 1) $A_r(\text{Ca}) = 40, A_r(\text{O}) = 16, A_r(\text{C}) = 12;$ |
| $w(\text{Ca}) = ?$ | 2) $M_r(\text{CaCO}_3) = 40 + 12 + 3 \cdot 16 = 100$ |
| $w(\text{C}) = ?$ | $w = \frac{A_r \cdot n}{M_r}; w(\text{Ca}) = \frac{A_r(\text{Ca})}{M_r(\text{CaCO}_3)} = \frac{40}{100} = 0,4, \text{ або } 40 \%$ |
| $w(\text{O}) = ?$ | $w(\text{C}) = \frac{A_r(\text{C})}{M_r(\text{CaCO}_3)} = \frac{12}{100} = 0,12, \text{ або } 12 \%$ |
| | $w(\text{O}) = \frac{A_r(\text{O}) \cdot 3}{M_r(\text{CaCO}_3)} = \frac{16 \cdot 3}{100} = 0,48, \text{ або } 48 \%$ |

Відповідь: $M_r(\text{CaCO}_3) = 100$, масова частка кальцію – 0,4, карбону – 0,12, кисню – 0,48.

Контрольні питання

1. Що таке масова частка?

Завдання для самостійної роботи

1. Розрахуйте відносні молекулярні маси речовин і визначте масову частку кожного елемента в цих речовинах:

а) H_3AsO_4 ;

б) MgCl_2 ;

в) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$;

г) Al_2O_3 ;

д) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$;

е) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.

§ 14. Закон сталості складу

Ключові слова і терміни

| Українські | Англійські | Французькі | Арабські |
|------------|-------------|-------------|----------|
| Закон | law | loi | قانون |
| Спосіб | method, way | moyen, mode | طريقة |

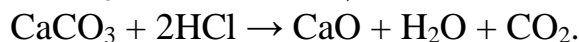
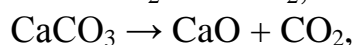
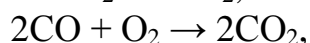
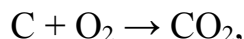
Зверніть увагу!

що залежить (не залежить) від чого

Склад речовини **не залежить** від способу його одержання.

Кожна чиста речовина має сталий (постійний) склад, що не залежить від способу її добування.

Наприклад, карбон (IV) оксид можна одержати різними способами.



У CO_2 завжди міститься 27,27 % С і 72,73 % О.

Закон сталості складу поширюється на **речовини молекулярної будови**. Такі речовини називаються **дальтонідами**.

Речовини **немолекулярної будови (бертоліди)**, одержані за різних умов, можуть мати сталий і змінний склад.

Наприклад, ванадій (II) оксид залежно від умов одержання може мати склад від $V O_{0,9}$ до $V O_{1,3}$.

Контрольні питання

1. Сформулюйте закон сталості складу.
2. Які речовини називаються: а) дальтонідами; б) бертолідами?

§ 15. Закон еквівалентів

Ключові слова й терміни

| Українські | Англійські | Французькі | Арабські |
|--------------------|----------------------|-------------------|-----------------|
| Еквівалент | equivalent | equivalence | مكافئ |
| Еквівалентна маса | equivalent weight | masse équivalente | الكتلة المكافئة |
| Залежність | relation, dependence | dependance | علاقة |
| Кислотність основи | acidity of base | acidite de base | حموضة |
| Оксид | oxide | oxide | اوکسید |
| Основа | base | base | قاعدة |
| Основність кислоти | basicity of acid | basite de acide | القاعدية |

Зверніть увагу!

- 1) що **визначає** що

Число гідроксильних груп **визначає** кислотність основи;

- 2) що **змінюється залежно** від чого

Еквівалент може **змінюватися залежно** від того, у яку реакцію вступає речовина.

Речовини взаємодіють між собою в кількостях, пропорційних їхніми хімічним еквівалентам.

$$\frac{m_A}{m_B} = \frac{E_A}{E_B},$$

де m – маси речовин А і В; E – еквіваленти речовин А і В.

Для розв'язання задач використовують інше формулювання: **маси (об'єми) елементів, що реагують, співвідносяться між собою як їхні еквівалентні маси (об'єми).**

$$\frac{m_A}{m_B} = \frac{m_{\text{екв}}(A)}{m_{\text{екв}}(B)}, \text{ або } \frac{V_A}{V_B} = \frac{V_{\text{екв}}(A)}{V_{\text{екв}}(B)},$$

де $m_{\text{екв}}$ – еквівалентні маси; $V_{\text{екв}}$ – еквівалентні об'єми.

Еквівалентом елемента називають таку його кількість, яка сполучається з 1 молем атомів водню або заміщує таку саму кількість атомів водню в хімічних реакціях.

Наприклад, у сполуках HCl, H₂S, NH₃, CH₄ еквіваленти хлору, сірки, азоту і вуглецю дорівнюють відповідно 1 моль, $\frac{1}{2}$ моля, $\frac{1}{3}$ моля і $\frac{1}{4}$ моля.

Масу одного еквівалента елемента називають його **еквівалентною масою**.

Наприклад, для HCl, H₂S, NH₃, CH₄

$$m_{\text{екв}}(\text{Cl}) = \frac{M(\text{Cl})}{1} = \frac{35,5}{1} = 35,5 \text{ г/моль}; \quad m_{\text{екв}}(\text{N}) = \frac{M(\text{N})}{3} = \frac{14}{3} = 4,6 \text{ г/моль};$$

$$m_{\text{екв}}(\text{S}) = \frac{M(\text{S})}{2} = \frac{32}{2} = 16 \text{ г/моль};$$

$$m_{\text{екв}}(\text{C}) = \frac{M(\text{C})}{4} = \frac{12}{4} = 3 \text{ г/моль}.$$

Еквівалентна маса елемента дорівнює відношенню молярної маси його атомів до валентності елемента в даній сполуці.

$$m_{\text{екв}}(\text{X}) = \frac{M(\text{X})}{\text{В}},$$

де $m_{\text{екв}}(\text{X})$ – еквівалентна маса елемента x; $M(\text{X})$ – молярна маса елемента x; В – валентність елемента.

Еквівалент елемента і його еквівалентна маса не є сталими величинами, вони залежать від валентності елемента.

Наприклад, еквівалент сірки S і його еквівалентна маса в SO₂ і SO₃ дорівнюють

$$\overset{\text{IV}}{\text{S}}\text{O}_2 : E(\text{S}) = \frac{1}{4} \text{ моль}, \quad m_{\text{екв}}(\text{S}) = \frac{32}{4} = 8 \text{ г/моль}.$$

$$\overset{\text{VI}}{\text{S}}\text{O}_3 : E(\text{S}) = \frac{1}{6} \text{ моль}, \quad m_{\text{екв}}(\text{S}) = \frac{32}{6} = 5,33 \text{ г/моль}.$$

Приклад 1. Визначте еквівалент і еквівалентну масу нітрогену N у таких сполуках: NH₃, NO₂, N₂O₅, N₂O.

Розв'язання

$$\text{NH}_3 : E(\text{N}) = \frac{1}{3} \text{ моль},$$

$$m_{\text{екв}}(\text{N}) = \frac{14}{3} = 4,3 \text{ г/моль};$$

$$\text{NO}_2 : E(\text{N}) = \frac{1}{4} \text{ моль},$$

$$m_{\text{екв}}(\text{N}) = \frac{14}{4} = 3,5 \text{ г/моль};$$

$$\text{N}_2\text{O}_5 : E(\text{N}) = \frac{1}{5} \text{ моль},$$

$$m_{\text{екв}}(\text{N}) = \frac{14}{5} = 2,8 \text{ г/моль};$$

$$\text{N}_2\text{O} : E(\text{N}) = 1 \text{ моль},$$

$$m_{\text{екв}}(\text{N}) = \frac{14}{1} = 14 \text{ г/моль}.$$

Еквівалентом складної речовини називають таку її кількість, яка взаємодіє без залишку з одним еквівалентом водню або з одним еквівалентом будь-якої речовини.

Для визначення еквівалента і еквівалентної маси складної речовини використовують такі правила:

1. Еквівалентна маса оксиду дорівнює відношенню його молярної маси до добутку валентності елемента на число атомів елемента.

$$E(\text{оксида}) = \frac{1}{n \cdot B}, \quad m_{\text{екв}}(\text{оксида}) = \frac{M(\text{оксида})}{n \cdot B},$$

де B – валентність елемента; n – число атомів елемента.

Наприклад,

$$E(\overset{v}{N}_2\overset{v}{O}_5) = \frac{1}{2 \cdot 5} = \frac{1}{10} \text{ моль}, \quad m_{\text{екв}}(\overset{v}{N}_2\overset{v}{O}_5) = \frac{108}{10} = 10,8 \text{ г/моль}.$$

2. Еквівалентна маса кислоти дорівнює відношенню її молярної маси до основності

$$E(\text{кислоти}) = \frac{1}{\text{основність}}; \quad m_{\text{екв}}(\text{кислоти}) = \frac{M(\text{кислоти})}{\text{основність}}.$$

Наприклад,

$$E(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2} \text{ моль}, \quad m_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль}.$$

Основність кислоти – це число атомів водню, здатних заміщуватися атомами металу. HCl , HNO_3 , HCN – одноосновні, H_2S , H_2CO_3 , H_2SiO_3 – двоосновні, H_3PO_4 , H_3BO_3 – трьохосновні кислоти.

3. Еквівалентна маса основи дорівнює відношенню його молярної маси до кислотності.

$$E(\text{основи}) = \frac{1}{\text{кислотність}}; \quad m_{\text{екв}}(\text{основи}) = \frac{M(\text{основи})}{\text{кислотність}}.$$

Наприклад,

$$E(\text{Ca}(\text{OH})_2) = \frac{1}{2} \text{ моль}, \quad m_{\text{екв}}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = \frac{74}{2} = 37 \text{ г/моль}.$$

Число гідроксильних груп, зв'язаних з атомом металу, визначає кислотність основи. NaOH , KOH , LiOH – однокислотні, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$ – двокислотні, $\text{Ni}(\text{OH})_3$, $\text{Bi}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – трикислотні.

4. Еквівалентна маса солі дорівнює відношенню її молярної маси до добутку валентності металу на кількість його атомів.

$$E(\text{солі}) = \frac{1}{n \cdot B}, \quad m_{\text{екв}}(\text{солі}) = \frac{M}{n \cdot B},$$

де n – кількість атомів металу; B – валентність металу.

$$E(\overset{\text{III}}{\text{Al}}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{1}{2 \cdot 3} = \frac{1}{6} \text{ моль}, \quad m_{\text{екв}}(\overset{\text{III}}{\text{Al}}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{342}{6} = 57 \text{ г/моль}.$$

Якщо реакція відбувається між газами, використовують еквівалентні об'єми, які обчислюють за формулою

$$V_{\text{екв.газу}} = \frac{V_m}{n \cdot B},$$

де V_m – молярний об'єм; n – кількість атомів газу; V – валентність.

Наприклад,

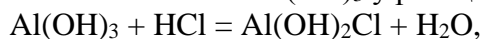
$$V_{\text{екв}}^{\text{II}}(\text{O}_2) = \frac{V_m}{2 \cdot 2} = \frac{22,4}{4} = 5,6 \text{ л/моль};$$

$$V_{\text{екв}}^{\text{II}}(\text{H}_2) = \frac{V_m}{2 \cdot 1} = \frac{22,4}{2} = 11,2 \text{ л/моль};$$

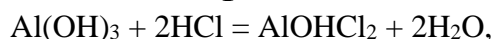
$$V_{\text{екв}}^{\text{III}}(\text{NH}_3) = \frac{V_m}{1 \cdot 3} = \frac{22,4}{3} = 7,5 \text{ л/моль}.$$

Еквівалент і еквівалентна маса можуть змінюватися залежно від того, у яку реакцію вступає речовина.

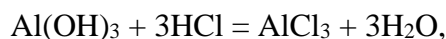
Наприклад, еквівалент і еквівалентна маса $\text{Al}(\text{OH})_3$ у реакціях із HCl будуть різними.



$$E(\text{Al}(\text{OH})_3) = 1 \text{ моль}, m_{\text{екв}}(\text{Al}(\text{OH})_3) = \frac{M}{1} = 78 \text{ г/моль},$$



$$E(\text{Al}(\text{OH})_3) = \frac{1}{2} \text{ моль}, m_{\text{екв}}(\text{Al}(\text{OH})_3) = \frac{M}{2} = \frac{78}{2} = 39 \text{ г/моль},$$



$$E(\text{Al}(\text{OH})_3) = \frac{1}{3} \text{ моль}, m_{\text{екв}}(\text{Al}(\text{OH})_3) = \frac{M}{3} = \frac{78}{3} = 26 \text{ г/моль}.$$

Контрольні питання

1. Сформулюйте закон еквівалентів.
2. Що таке: а) еквівалент; б) еквівалентна маса?

Завдання для самостійної роботи

1. Розрахуйте еквівалент і еквівалентну масу мангану в сполуках: MnO , M_2O_3 , MnO_2 , Mn_2O_7 , MnO_3 .
2. Розрахуйте еквівалент і еквівалентні маси складних сполук:
 - а) CrO_3 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, Cr_2O_3 , $\text{Cr}(\text{NO}_3)_2$;
 - б) NO , NO_2 , HNO_3 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$;
 - в) Fe_2O_3 , FeO , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, FeSO_4 .

§ 16. Закон збереження маси

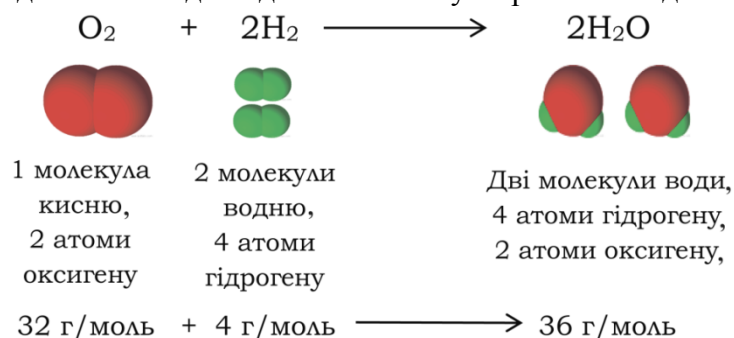
Ключові слова й терміни

| Українські | Англійські | Французькі | Арабські |
|------------|-----------------------|--------------|-----------|
| Виникати | to create, to occur | apparaitre | تنشأ،تبرز |
| Зникати | destroy, to disappear | disparafitre | يحطم |

Маса речовин до реакції дорівнює масі речовин після реакції.

Під час хімічних реакцій атоми не зникають і не виникають нові. Загальна кількість атомів не змінюється. Маса кожного елемента до і після реакції залишається сталою (однаковою).

Наприклад, під час взаємодії водню з киснем утворюється вода.



Число атомів водню та кисню однакове до і після реакції. Маса води дорівнює сумі мас кисню O_2 і водню H_2 (рис. 5).

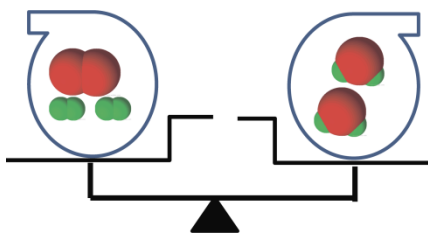


Рисунок – 5 Співвідношення мас водню з киснем і води

Контрольні питання

1. Сформулюйте закон збереження маси речовин.

§ 17. Хімічні рівняння

Ключові слова й терміни

| Українські | Англійські | Французькі | Арабські |
|------------------------|---------------------|--------------------|---------------------|
| Взаємодія | interaction | interdependence | تفاعل |
| Вихідна речовина | initial substance | substance initiale | استنادا الى المواد |
| Дорівнює | equal | Equal | مساوي |
| Запис | record | reponse | كتابة؛ تسجيل؛ تدوين |
| Лівий | left | gauche | يساري |
| Підбирати | select | Sélectionner | تحديد |
| Порівнювати | to compare | comparer | قارن |
| Правий | right | droit | ايمن |
| Продукт реакції | product of reaction | produit reaction | شيء؛ مادة؛ ناتج |
| Реагент | reagent | réactif | كاشف |
| Рівняння | equation | equation | معادلة |
| Стрілка | hand, arrow | aiguille, fleche | أبره؛ عقرب ساعة |
| Урівнювати, зрівнювати | to balance | equilibrer | يعادل |

Зверніть увагу!

- 1) відповідно до чого

Відповідно до закону збереження маси число атомів кожного елемента в лівій і правій частинах хімічного рівняння повинно бути однаковим;

- 2) що реагує з чим

Вуглець реагує з киснем

3) що **плюс** що

Це **плюс** 0-два

4) що **взаємодіє** з чим

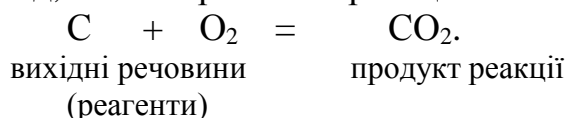
Вуглець **взаємодіє** з киснем

5) що **вступає в реакцію** з чим

Вуглець **вступає в реакцію** з киснем

Хімічні рівняння – це зображення хімічної реакції за допомогою хімічних формул і коефіцієнтів.

Наприклад, хімічне рівняння реакції взаємодії вуглецю з киснем

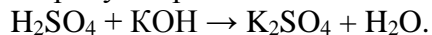


У кожному рівнянні є дві частини, сполучені знаком «дорівнює». У лівій частині записують формули речовин, що вступають у реакцію (вихідні речовини С і O₂), у правій частині – формули речовин, що утворюються внаслідок реакції (продукт реакції CO₂).

Відповідно до закону збереження маси число атомів кожного елемента в лівій і правій частинах хімічного рівняння повинне бути однаковим. Щоб їх зрівняти, перед формулами ставлять коефіцієнти.

Складемо, наприклад, хімічне рівняння реакції взаємодії сульфатної кислоти H₂SO₄ з калій гідроксидом KOH.

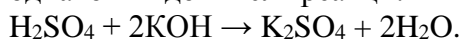
1. Записуємо схему реакції: у лівій частині рівняння – вихідні речовини (реагенти), у правій – продукти реакції. Між ними ставимо стрілку.



2. Зрівнюємо число атомів кожного елемента у лівій і правій частинах рівняння за допомогою коефіцієнтів. Для цього складемо таблицю, у якій зазначимо число атомів кожного елемента у вихідних речовинах і продуктах реакції.

| Елемент | Число атомів у вихідних речовинах | Число атомів у продуктах реакції | Різниця |
|---------|-----------------------------------|----------------------------------|---------|
| H | 3 | 2 | 1 |
| S | 1 | 1 | 0 |
| O | 5 | 5 | 0 |
| K | 1 | 2 | -1 |

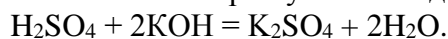
Число атомів S і O однакове у вихідних речовинах і продуктах реакції. Число атомів H і K – не зрівняне. Якщо поставити перед KOH і H₂O коефіцієнт 2, то число атомів K і H буде однаковим до і після реакції.



Складаємо нову таблицю.

| Елемент | Число атомів у вихідних речовинах | Число атомів у продуктах реакції | Різниця |
|---------|-----------------------------------|----------------------------------|---------|
| H | 4 | 4 | 0 |
| S | 1 | 1 | 0 |
| O | 6 | 6 | 0 |
| K | 2 | 2 | 0 |

3. Замінюємо стрілку знаком «дорівнює» (=):



Запам'ятайте! Індокси в хімічних формулах не змінюють. Щоб урівняти хімічне рівняння, використовують коефіцієнти.

Як читати хімічне рівняння? Рівняння реакції горіння вуглецю в кисні
 $C + O_2 \rightarrow CO_2$.

Читаємо так: це плюс о-два дорівнює це-о-два, або вуглець взаємодіє з киснем, утворюється карбон (IV) оксид, або вуглець вступає в реакцію з киснем, утворюється карбон (IV) оксид, або вуглець реагує з киснем, утворюється карбон (IV) оксид.

Контрольні питання

1. Що таке хімічне рівняння?
2. Що показує: а) ліва; б) права частина рівняння?
3. Що показує коефіцієнт?

Завдання для самостійної роботи

1. Підберіть коефіцієнти і прочитайте рівняння реакцій:

| | |
|--------------------------------------|-------------------------------------------------|
| а) $S + O_2 = SO$; | к) $KHCO_3 + H_3PO_4 = K_3PO_4 + CO_2 + H_2O$; |
| б) $O_2 = O_3$; | л) $Ca(OH)_2 + FeCl_3 = CaCl_2 + Fe(OH)_3$; |
| в) $Al + O_2 = Al_2O_3$; | м) $Mg + H_2SO_4 = MgSO_4 + H_2$; |
| г) $P + O_2 = P_2O_5$; | н) $Cu(OH)_2 = CuO + H_2O$; |
| д) $C + O_2 = CO$; | о) $CuCl_2 + AgNO_3 = Cu(NO_3)_2 + AgCl$; |
| е) $KI + Br_2 + KBr + I_2$; | п) $NH_4Cl = NH_3 + HCl$; |
| ж) $K + H_2O = KOH + H_2$; | р) $BaCl_2 + H_2SO_4 = BaSO_4 + HCl$. |
| и) $C_4H_{10} + O_2 = CO_2 + H_2O$; | |

§ 18. Закон Авогадро

Ключові слова й терміни

| Українські | Англійські | Французькі | Арабські |
|-----------------|-------------------|-------------------|----------------|
| Високий | high | hauf | ارتفاع |
| Молярний об'єм | molar volume | volume molaire | الحجم المولي |
| Низький | low | bas | منخفض |
| Нормальні умови | normal conditions | condition normale | الظروف العادية |
| Об'єм | volume | volume | حجم |
| Підлягають | to obey | se soumettre a | |
| Приблизний | approximate | approximativement | تقريبي |
| Тиск | pressure | pression | الضغط |

В однакових об'ємах різних газів за однакових умов (температури й тиску) міститься однакова кількість молекул.

У символічній формі закон Авогадро записується так:

$$N = \text{const, якщо } P, V, T = \text{const,}$$

де N – число молекул; P – тиск; V – об'єм; T – температура (рис. 6).

Закону підлягають усі гази. Не підлягають цьому закону гази за умов високого тиску та низької температури і речовини в рідкому та твердому станах.

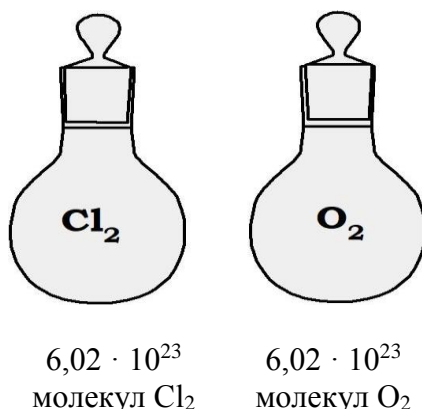


Рисунок 6 – Закон Авогадро

Наслідки закону Авогадро

Перший наслідок закону Авогадро: 1 моль ($6,02 \cdot 10^{23}$ молекул) газу за нормальних умов (н. у.) займає об'єм 22,4 л. Цей об'єм називається молярним об'ємом і позначається V_m .

Нормальні умови (н. у.): тиск $P = 101,3$ кПа (кілопаскаль) = $101\,325$ Па, температура $T = 0$ °С (Цельсія) = 273 К (Кельвіна).

Розрахуємо об'єми, які займають за н. у. кисень і повітря. Густина (ρ – читаємо «ро») кисню і повітря становлять відповідно, (г/л): 1,43, 1,29.

Густина – це відношення маси до об'єму.

$$\rho = \frac{m}{V}, \quad \text{або} \quad \rho = \frac{M}{V_m},$$

де ρ – густина; m – маса; V – об'єм; M – молярна маса; V_m – молярний об'єм. Звідси молярний об'єм

$$V_m = \frac{M}{\rho}$$

$M(O_2) = 32$ г/моль, $M(\text{повітря}) = 29$ г/моль,

$$V_m(O_2) = \frac{M(O_2)}{\rho(O_2)} = \frac{32 \text{ г/моль}}{1,43 \text{ г/л}} = 22,38 \text{ л/моль} \approx 22,4 \text{ л/моль},$$

$$V_m(\text{повітря}) = \frac{M(\text{повітря})}{\rho(\text{повітря})} = \frac{29 \text{ г/моль}}{1,29 \text{ г/л}} = 22,48 \text{ л/моль} \approx 22,4 \text{ л/моль}.$$

Об'єм, який займає 1 моль ($6,02 \cdot 10^{23}$ молекул) будь-якого газу за нормальних умов, приблизно дорівнює 22,4 л (або $0,0224 \text{ м}^3$).

Молярний об'єм газу – це відношення об'єму V речовини до кількості n цієї речовини.

$$V_m = \frac{V(X)}{n(X)},$$

де V – об'єм речовини X ; n – кількість речовини X .

Одиниці вимірювання молярного об'єму: **м³/моль** (кубічний метр на моль), **л/моль** (літр на моль).

Приклад 1. Який об'єм займуть за н. у. 2 моля амоніаку NH₃?

| | |
|--------------------------------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Дано: $n(\text{NH}_3) = 2 \text{ моля}$ $V(\text{NH}_3) = ?$ | Розв'язання $V_m = \frac{V}{n}$, звідси $V = V_m \cdot n$, $V_m = 22,4 \text{ л/моль}$, $V = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 2 \text{ моля} = 44,8 \text{ л}$. |
|--------------------------------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|

Відповідь: Об'єм амоніаку за н. у. 44,8 л.

Приклад 2. Знайдіть кількість речовини хлору, який міститься в балоні місткістю 30 л за н. у.

| | |
|-------------------------------------------------------------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Дано: $V(\text{Cl}_2) = 20 \text{ л}$ $V_m = 22,4 \text{ л/моль}$ $n(\text{Cl}_2) = ?$ | Розв'язання $V_m = \frac{V}{n}$, звідси $n = \frac{V}{V_m} = \frac{30}{22,4} = 1,3 \text{ моля}$. |
|-------------------------------------------------------------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------|

Відповідь: У 30 л міститься 1,3 моля хлору.

Другий наслідок закону Авогадро. Маси однакових об'ємів двох газів відносяться одна до одної як їхні молекулярні або молярні маси.

$$\frac{m(x_1)}{m(x_2)} = \frac{M(x_1)}{M(x_2)},$$

де $m(x_1)$ і $m(x_2)$ – маси газів x_1 і x_2 ; $M(x_1)$ і $M(x_2)$ – молярні маси газів x_1 і x_2 .

Відносна густина одного газу за іншим – це відношення густин (мас, молярних мас, відносних, молекулярних мас) двох газів за однакових умов.

$$D = \frac{\rho(x_1)}{\rho(x_2)} = \frac{m(x_1)}{m(x_2)} = \frac{Mr(x_1)}{Mr(x_2)} = \frac{M(x_1)}{M(x_2)},$$

де D – відносна густина; ρ – густина газу.

Відносна густина – величина безрозмірна – показує, у скільки разів один газ важче від іншого.

Розрахунок відносної густини газів за воднем. Молярна маса водню $M(\text{H}_2) = 2 \text{ г/моль}$. Відносна густина газу за воднем розраховується за формулою

$$D_{\text{H}_2}(\text{газу}) = \frac{M(\text{газу})}{M(\text{H}_2)}, \text{ звідси } D_{\text{H}_2}(\text{газу}) = \frac{M(\text{газу})}{2}.$$

Приклад 3. Розрахуйте відносну густина кисню O₂ за воднем.

$$D_{\text{H}_2}(\text{O}_2) = \frac{M(\text{O}_2)}{M(\text{H}_2)} = \frac{32 \text{ г/моль}}{2 \text{ г/моль}} = 16.$$

Кисень у 16 разів важче за водень.

Розрахунок відносної густини газів за повітрям. Молярна маса повітря $M(\text{повітря}) = 29 \text{ г/моль}$. Відносна густина газу за повітрям розраховується за формулою

$$D_{\text{повітря}}(\text{газу}) = \frac{M(\text{газу})}{29}$$

Наприклад, відносна густина кисню за повітрям дорівнює

$$D_{\text{повітря}} = \frac{32}{29} = 1,1.$$

Кисень важче повітря в 1,1 раза.

З формули $D = \frac{M(x_1)}{M(x_2)}$ випливає, що **молярна маса газу дорівнює його**

відносній густині за іншим газом, помноженій на молярну масу іншого газу.

$$M(x_1) = M(x_2) \cdot D.$$

Приклад 4. Відносна густина сульфур гідрогену H_2S за воднем $D_{\text{H}_2}(\text{H}_2\text{S}) = 17$.

Розрахувати молярну масу H_2S .

Розв'язання

$$D_{\text{H}_2}(\text{H}_2\text{S}) = \frac{M(\text{H}_2\text{S})}{M(\text{H}_2)}, \text{ звідси } M(\text{H}_2\text{S}) = D_{\text{H}_2}(\text{H}_2\text{S}) \cdot M(\text{H}_2) = 17 \cdot 2 \text{ г/моль} = 34 \text{ г/моль}.$$

Контрольні питання

1. Сформулюйте закон Авогадро.
2. За яких умов гази не підлягають закону Авогадро?
3. Сформулюйте перший наслідок закону Авогадро?
4. Що таке молярний об'єм газу?
5. У яких одиницях вимірюють молярний об'єм газу?
6. Сформулюйте другий наслідок закону Авогадро.
7. Що називають: а) густиною речовини; б) відносною густиною одного газу за іншим? У яких одиницях вимірюють ці величини?
8. Чому дорівнює відносна густина газу?
9. Напишіть формули для розрахунку відносної густини газу: а) за воднем; б) за повітрям.
10. Чому дорівнює молярна маса газу?

Завдання для самостійної роботи

1. Визначте масу за н. у.: а) сульфур гідрогену H_2S об'ємом 1 л; б) амоніаку NH_3 об'ємом 2 л; в) карбон (IV) оксиду CO_2 об'ємом 0,5 л.
2. Яку масу мають: а) 30 л N_2 ; б) 80 л O_2 ; в) 0,5 л H_2 ; г) 1 м³ Cl_2 за н. у.? Яку кількість речовини містять ці об'єми?
3. Який об'єм за н. у. займає: а) 0,1 моля; б) 0,5 моля; в) 5 молів газу?
4. Який об'єм займає: а) $12,04 \cdot 10^{23}$ молекул хлору Cl_2 ; б) 2 моля Cl_2 ; в) 14,2 г Cl_2 ; г) $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул O_2 ; д) $12,604 \cdot 10^{23}$ молекул O_2 ?
5. Визначте відносні густини O_2 за H_2 і H_2 за O_2 .
6. Розрахуйте відносні густини за повітрям газів: H_2S , NH_3 , CO_2 , C_2H_6 .
7. Визначте густину NH_3 за н. у., якщо густина повітря дорівнює 1,29 г/л.
8. Які з перелічених газів важчі за повітря, у скільки разів: C_2H_6 , O_2 , NH_3 , CH_3Cl , SO_2 , N_2 , NO_2 , CH_4 ?
9. Густина невідомого газу за н. у. дорівнює 1,34 г/л. Розрахуйте: а) яку масу мають 11,2 л цього газу; б) скільки молекул міститься в цьому об'ємі; в) молярну масу газу; г) кількість молів у 11,2 л; д) відносну густину цього газу за воднем.

§ 19. Розрахунок відносної молекулярної маси газу

Розрахунок відносної молекулярної маси газу за густиною (ρ).

Якщо відома густина газу за н. у., можна визначити молярну масу за формулою $\rho = \frac{M}{V_m}$, звідси $M = \rho \cdot 22,4$ л/моль. Молярна маса чисельно дорівнює відносній молекулярній масі.

Приклад 1. Визначте M_r газу, якщо його густина за н. у. = 1,25 г/л.

| | |
|---------------------------------------------------|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Дано: $\rho = 1,25$ г/л $V_m = 22,4$ л/моль | Розв'язання $M_{(\text{газу})} = \rho \cdot V_m = 1,25 \text{ г/л} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 28 \text{ г/моль}.$ |
| $M_r - ?$ | |

Відповідь: M_r (газу) = 28.

Розрахунок відносної молекулярної маси газу, якщо відома маса певного об'єму газу. Якщо ми знаємо масу (m) певного об'єму (V) цього газу, то молярну масу можна визначити за даними формулами:

$$M = \frac{m}{n}; \quad n = \frac{V}{V_m} \text{ або } M = \frac{m \cdot V}{V_m}.$$

Приклад 2. Газ масою 5,6 г займає об'єм 4,48 л (н. у.). Визначте відносну молекулярну масу цього газу.

| | |
|-------------------------------------------------------------|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Дано: $m = 5,6$ г $V = 4,48$ л $V_m = 22,4$ л/моль | Розв'язання $M = \frac{m}{n} = \frac{5,6 \text{ г}}{0,2 \text{ моль}} = 28 \text{ г/моль};$ $n = \frac{V}{V_m} = \frac{4,48 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,2 \text{ моль}, M_r$ (газу) = 28. |
| $M_r - ?$ | |

Відповідь: M_r (газу) = 28.

Розрахунок відносної молекулярної маси за відотною густиною. Якщо ми знаємо відносну густину одного газу за іншим і відносну молекулярну масу газу, можна визначити відносну молекулярну масу іншого газу.

$$D = \frac{M_r(x_1)}{M_r(x_2)}, \text{ звідси } M_r(x_1) = D \cdot M_r(x_2).$$

Приклад 3. Розрахуйте відносну молекулярну масу газу, густина якого за киснем дорівнює D_{O_2} (газу) = 1,38.

| | |
|-----------------------------------------------------|-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Дано: D_{O_2} (газу) = 1,38 $M_r(O_2) = 32$ | Розв'язання D_{O_2} (газу) = $\frac{M_r(\text{газу})}{M_r(O_2)}$, звідси $M_r(\text{газу}) = D_{O_2}$ (газу) $\cdot M_r(O_2) = 1,38 \cdot 32 = 44,1.$ |
| $M_r(\text{газу}) - ?$ | |

Відповідь: M_r (газу) = 44,1.

Завдання для самостійної роботи

1. Маса 400 мл газу за н. у. дорівнює 0,464 г. Визначте густину цього газу і його молярну масу.
2. Розрахуйте молярну масу газу, якщо 1,71 г його займають за н. у. об'єм 600 молів.
3. Маса 0,001 м³ газу за н. у. дорівнює 1,25 г. Розрахуйте: а) молярну масу газу; б) масу однієї молекули; в) густину; г) відносну густину за повітрям.
4. Маса 1 л (н. у.) газу дорівнює 1,52 г, а маса 1 л (н. у.) азоту – 1,25 г. Розрахуйте молярну масу газу, використовуючи: а) його густину за азотом; б) молярний об'єм.
5. 1 мл деякого газу за н. у. має масу 0,00129 р. Визначте молярну масу іншого газу, якщо він важче за перший в 1,5 раза.
6. Розрахуйте відносну молекулярну масу газу, якщо 1 л за нормальних умов має масу: а) 3,612 г; б) 1,175 г; в) 1,160 г; г) 1,250 г.
7. Густина газу А за н. у. дорівнює 1,2946 г/л, а 5 л газу В за н. у. мають масу 9,821 г. Розрахуйте відносну густину газу В за газом А, а також молярні маси обох газів.

§ 20. Об'ємна частка газу

Зверніть увагу!

1) використовуючи що, визначаємо що
Використовуючи рівняння, визначаємо об'ємні частки газів.

Об'ємна частка - це відношення **об'єму даного компонента до загального об'єму системи.**

$$\varphi(x) = \frac{V(x)}{V},$$

де $\varphi(x)$ (φ – читаємо «фі») – об'ємна частка компонента x ; $V(x)$ – об'єм компонента x ; V – об'єм системи.

Об'ємна частка – безрозмірна величина, її виражають у частках одиниці або у відсотках.

Якщо суміш складається з кількох газів і відомий її склад, **молярну масу суміші M** можна розрахувати **за формулою**

$$M_{\text{суміші}} = \varphi_1 \cdot M_1 + \varphi_2 \cdot M_2 + \dots + \varphi_i \cdot M_i,$$

де M_1, M_2, \dots, M_i – молярні маси компонентів суміші, $\varphi_1, \varphi_2, \varphi_3$ – об'ємні частки компонентів, виражені в частках одиниці (частки у відсотках потрібно перевести в частки одиниці).

Приклад 1. Склад повітря: 21 % кисню O_2 , 78 % азоту N_2 і 1 % аргону Ar . Розрахуйте середню молярну масу повітря.

Дано:

$$\varphi(O_2) = 21\% = 0,21$$

$$\varphi(N_2) = 78\% = 0,78$$

$$\varphi(Ar) = 1\% = 0,01$$

$$M(O_2) = 32 \text{ г/моль}$$

$$M(N_2) = 28 \text{ г/моль}$$

$$M(Ar) = 40 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{повітря}) = ?$$

Розв'язання

$$M_{(\text{повітря})} = \varphi(O_2) \cdot M(O_2) + \varphi(N_2) \cdot M(N_2) + \varphi(Ar) \cdot M(Ar).$$

$$M_{(\text{повітря})} = 0,21 \cdot 32 + 0,78 \cdot 28 + 0,01 \cdot 40 =$$

$$= 28,96 \approx 29 \text{ г/моль}$$

Відповідь: $M(\text{повітря}) = 29 \text{ г/моль}$.

Приклад 2. Розрахуйте об'ємні частки газів у суміші (н. у.), що містять 15,6 л азоту, 4,2 л кисню і 0,2 л аргону.

| Дано: | Розв'язання |
|-------------------|----------------------------------------------------------------------------------------|
| $V(N_2) = 15,6$ л | $V_{\text{суміші}} = V(N_2) + V(O_2) + V(Ar) = 15,6 + 4,2 + 0,2 = 20$ л. |
| $V(O_2) = 4,2$ л | $\varphi(x) = \frac{V(x)}{V}$. |
| $V(Ar) = 0,2$ л | $\varphi(N_2) = \frac{V(N_2)}{V_{\text{суміші}}} = \frac{15,6}{20} = 0,78$, або 78 %, |
| М (повітря) – ? | $\varphi(O_2) = \frac{V(O_2)}{V_{\text{суміші}}} = \frac{4,2}{20} = 0,21$, або 21 %, |
| | $\varphi(Ar) = \frac{V(Ar)}{V_{\text{суміші}}} = \frac{0,2}{20} = 0,01$, або 1 %. |

Відповідь: $\varphi(N_2) = 78$ %, $\varphi(O_2) = 21$ %, $\varphi(Ar) = 1$ %.

Контрольні питання

1. Що таке об'ємна частка?
2. Чому дорівнює молярна маса газової суміші?

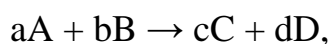
Завдання для самостійної роботи

1. Розрахуйте об'ємні частки газів у суміші, що містять 6,72 л CH_4 і 2,24 л C_2H_6 .
2. Визначте об'ємні частки газів у суміші, що містять 5,6 г N_2 і 1,6 г H_2 .
3. Розрахуйте молярну масу газової суміші, що містять 60 об. % SO_2 і 40 об. % CO_2 .
4. Визначте об'ємний склад суміші CO і H_2 , густина якої за воднем дорівнює: а) 20,4; б) 19,6; в) 18,8.
5. Розрахуйте масу 1 л газової суміші, що складається з 50 % H_2 , 40 % CO , 5 % CO_2 і 5 % N_2 .
6. Який об'єм за н. у. займе газова суміш, що містить 8,5 г NH_3 і 1 г H_2 ? Розрахуйте об'ємні й масові частки газів у суміші.

§ 21. Закон об'ємних співвідношень

Співвідношення об'ємів газів, що вступають у реакцію та утворюються внаслідок неї, є співвідношенням простих цілих чисел.

Якщо рівняння реакції між газами зобразити схемою

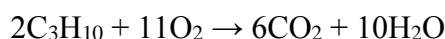


то в символічній формі закон об'ємних співвідношень записується так:

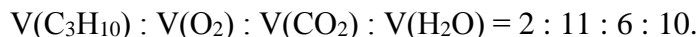
$$V(A) : V(B) : V(C) : V(D) = a : b : c : d,$$

де a , b , c , d – коефіцієнти, які показують молярне і об'ємне співвідношення речовин.

Наприклад, у реакції горіння пропану в кисні



співвідношення об'ємів газів таке:



Приклад 1. Який об'єм кисню потрібен для спалювання пропану об'ємом 3 л?

| | |
|--------------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Дано: $V(\text{C}_2\text{H}_6) = 3 \text{ л}$ | Розв'язання 1. Складаємо рівняння реакції $2\text{C}_2\text{H}_6 + 7\text{O}_2 \rightarrow 4\text{CO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}_{(\text{газ})}.$ |
| $V(\text{O}_2) = ?$ | 2. За законом об'ємних співвідношень $V(\text{C}_2\text{H}_6) : V(\text{O}_2) : V(\text{CO}_2) : V(\text{H}_2\text{O}) = 2 : 7 : 4 : 6,$ $V(\text{C}_2\text{H}_6) : V(\text{O}_2) = 2 : 7, \text{ звідси } V(\text{O}_2) = \frac{7}{2} V(\text{C}_2\text{H}_6),$ $V(\text{O}_2) = 3 \text{ л} \cdot \frac{7}{2} = 10,5 \text{ л}.$ |

Відповідь: $V(\text{O}_2) = 10,5 \text{ л}.$

Приклад 2. Для спалювання 4 л невідомого газу використали 6 л кисню. У результаті одержали 4 л H_2O (газ) і 4 л SO_2 . Визначте формулу газу.

| | |
|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Дано: $V(\text{газу}) = 4 \text{ л}$ $V(\text{H}_2\text{O}) = 4 \text{ л}$ $V(\text{SO}_2) = 4 \text{ л}$ | Розв'язання 1. За співвідношенням об'ємів газів визначаємо коефіцієнти в рівняння реакції. $V(\text{газу}) : V(\text{O}_2) : V(\text{SO}_2) : V(\text{H}_2\text{O}) = 4 : 6 : 4 : 4 = 2 : 3 : 2 : 2.$ |
| Формула газу – ? | 2. Запишемо схему рівняння реакції $2\text{газ} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}.$ 3. За законом збереження маси число атомів кожного елемента буде однаковим до і після реакції. Звідси, невідомий газ повинен містити один атом сірки й два атоми водню. Формула газу – $\text{H}_2\text{S}.$ $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 = 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}.$ |

Відповідь: Формула газу – $\text{H}_2\text{S}.$

Контрольні питання

1. Сформулюйте закон об'ємних співвідношень.

Завдання для самостійної роботи

1. Який об'єм кисню потрібен для окиснення 5 л SO_2 . Який об'єм SO_3 утвориться?
2. Під час взаємодії одного об'єму CO з одним об'ємом Cl_2 утворюється один об'єм газу фосгену. Знайдіть формулу фосгену.
3. Який об'єм кисню потрібен для спалювання $2 \text{ м}^3 \text{ CH}_4$? Який об'єм CO_2 утвориться?
4. Для спалювання 1 л пари горючої речовини використали 1,5 л кисню й отримали 1 л CO_2 і 1 л SO_2 . Знайдіть формулу речовини.
5. Для спалювання 20 мл газоподібної органічної речовини використали 60 мл кисню. Унаслідок цього утворилося 40 мл вуглекислого газу і 40 мл H_2O . Визначте формулу речовини.
6. Визначте формулу газу, якщо для горіння 1 м^3 цього газу використали $3 \text{ м}^3 \text{ O}_2$ й одержали $2 \text{ м}^3 \text{ CO}_2$ і $2 \text{ м}^3 \text{ H}_2\text{O}$ (газ).

§ 22. Основні газові закони

Стан газу характеризується його об'ємом (V), тиском (P) і температурою (T). Експериментально встановили (виявили) залежність між цими величинами (рис. 7).

1. **Закон Бойля – Маріотта:** за сталої температури об'єм даної кількості газу обернено пропорційний тиску.

При $T = \text{const}$ $\frac{V_1}{V_2} = \frac{P_2}{P_1}$, або $pV = \text{const}$.

2. **Закон Гей – Люссака:** за сталого тиску зміна об'єму газу прямо пропорційна температурі.

При $p = \text{const}$ $\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2}$, або $\frac{V}{T} = \text{const}$.

3. **Закон Шарля:** за сталого об'єму тиск газу прямо пропорційний температурі.

При $V = \text{const}$ $\frac{p_1}{p_2} = \frac{T_1}{T_2}$, або $\frac{p}{T} = \text{const}$.

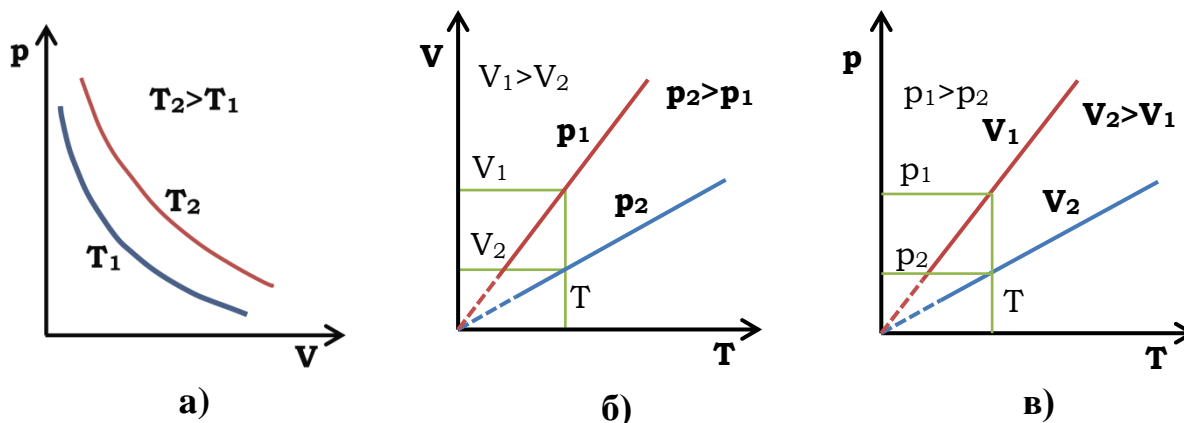


Рисунок 7 – Газові закони: а) Бойля – Маріотта; б) Закон Гей – Люссака; в) Закон Шарля

Усі три закони можна об'єднати в один **універсальний газовий закон**

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}, \text{ або } \frac{pV}{T} = \text{const}.$$

Універсальний газовий закон застосовується для обчислення об'єму газу за даних умов, якщо відомий його об'єм за інших умов. Якщо здійснюється перехід від нормальних умов (або до н. у.), то цю формулу записують так:

$$\frac{pV}{T} = \frac{p_0 V_0}{T_0},$$

де p_0 , V_0 , T_0 – відповідно тиск, об'єм і температура за н. у. ($p_0 = 101\,325$ Па, $T_0 = 273$ К).

Якщо відома маса або кількість газу, а потрібно обчислити його об'єм або навпаки, використовують **рівняння Менделєєва – Клапейрона**.

$$pV = nRT, \text{ або } pV = \frac{m}{M}RT,$$

де n – число молів газу, моль; m – його маса, кг; M – молярна маса, кг/моль; R – універсальна газова стала, дорівнює $8,314 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$; T – температура, К (кельвін).

Приклад 1. За деякої температури тиск газу, що займає об'єм 5 л, дорівнює 93,3 кПа. Як зміниться тиск, якщо зменшити об'єм до 3 л, не змінюючи температури?

| | |
|-------------------------------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Дано: $V_1 = 5 \text{ л}$ $V_2 = 3 \text{ л}$ $p_1 = 93,3 \text{ кПа}$ $T = \text{const}$ | Розв'язання $T = \text{const} \quad \frac{V_1}{V_2} = \frac{p_2}{p_1}, \quad p_2 = \frac{V_1 \cdot p_1}{V_2},$ $p_2 = \frac{5 \text{ л} \cdot 93,3 \text{ кПа}}{3 \text{ л}} = 155,5 \text{ кПа}.$ |
| $p_2 = ?$ | |

Відповідь: тиск газу – 155,5 кПа.

Приклад 2. За сталого тиску 580 мл газу нагріли від 17°C до 100°C . Як зміниться об'єм газу?

| | |
|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Дано: $p = \text{const}$ $V_1 = 0,580 \text{ л}$ $T_1 = (273 + 17 \text{ К}) = 290 \text{ К}$ $T_2 = (273 + 100 \text{ К}) = 373 \text{ К}$ | Розв'язання $p = \text{const}, \quad \frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2},$ $V_2 = \frac{V_1 \cdot T_2}{T_1} = \frac{0,58 \text{ л} \cdot 373 \text{ К}}{290 \text{ К}} = 0,75 \text{ л}.$ |
| $V_2 = ?$ | |

Відповідь: об'єм газу – 0,75 л.

Приклад 3. Як зміниться тиск газу в посудині в разі підвищення температури від 273 К до 546 К, якщо початковий тиск газу $1 \cdot 10^5 \text{ Па}$ і об'єм газу не змінюється.

| | |
|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Дано: $V = \text{const}$ $T_1 = 273 \text{ К}$ $T_2 = 546 \text{ К}$ $p_1 = 1 \cdot 10^5 \text{ Па}$ | Розв'язання $V = \text{const}, \quad \frac{p_1}{p_2} = \frac{T_1}{T_2},$ $p_2 = \frac{p_1 \cdot T_2}{T_1} = \frac{1 \cdot 10^5 \text{ Па} \cdot 546 \text{ К}}{273 \text{ К}} = 2 \cdot 10^5 \text{ Па}.$ |
| $V_2 = ?$ | |

Відповідь: тиск – $2 \cdot 10^5 \text{ Па}$.

Приклад 4. Газ при температурі 200 К і тиску $1,02 \cdot 10^5 \text{ Па}$ займає об'єм 20 л. Визначте об'єм, який займає газ при 400 К і $2,02 \cdot 10^5 \text{ Па}$.

Дано:
 $T_1 = 200 \text{ К}$
 $p_1 = 1,02 \cdot 10^5 \text{ Па}$
 $V_1 = 20 \text{ л}$
 $T_2 = 400 \text{ К}$
 $p_2 = 2,02 \cdot 10^5 \text{ Па}$

$V_2 = ?$

Розв'язання

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}, \text{ звідси}$$

$$V_2 = \frac{p_1 V_1 T_2}{T_1 p_2} = \frac{1,02 \cdot 10^5 \text{ Па} \cdot 20 \text{ л} \cdot 400 \text{ К}}{200 \text{ К} \cdot 2,04 \cdot 10^5 \text{ Па}} = 15 \text{ л.}$$

Відповідь: об'єм газу – 15 л.

Рівняння Менделєєва – Клапейрона застосовують для розрахунків різних параметрів.

Об'єм газу розраховують, якщо відомі кількість речовини (маса) газу, його температура і тиск.

Приклад 5. Розрахуйте об'єм 7 кг азоту при тиску 101,3 Па й 50 °С.

Дано:
 $m(\text{N}_2) = 7 \text{ кг}$
 $p = 101\,325 \text{ Па}$
 $T = 50 + 273 = 323 \text{ К}$
 $R = 8,314 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$

$V = ?$

Розв'язання

$$pV = \frac{m}{M} RT, \text{ звідси } V = \frac{m \cdot RT}{M \cdot p},$$

$$M(\text{N}_2) = 28 \text{ г/моль} = 28 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль},$$

$$V = \frac{7 \text{ кг} \cdot 8,314 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К} \cdot 323 \text{ К}}{28 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль} \cdot 101\,325 \text{ Па}} = 6,625 \text{ м}^3.$$

Відповідь: об'єм газу – 6,625 м³.

Кількість речовини газу і його масу розраховують, якщо відомі об'єм, температура та тиск.

Приклад 6. Яка кількість речовини карбон (IV) оксиду CO₂ займає об'єм 50 л при 27 °С і тиску 2 · 10⁵ Па?

Дано:
 $V(\text{CO}_2) = 50 \text{ л} = 50 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$
 $T = 27 + 273 = 300 \text{ К}$
 $p = 2 \cdot 10^5 \text{ Па}$
 $M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль} =$
 $= 44 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль}$
 $R = 8,314 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$

$n(\text{CO}_2) = ?$

Розв'язання

$$pV = nRT, \text{ звідси } n = \frac{pV}{RT},$$

$$n(\text{CO}_2) = \frac{2 \cdot 10^5 \text{ Па} \cdot 50 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3}{8,314 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К} \cdot 300 \text{ К}} = 4 \text{ моль.}$$

Відповідь: $n(\text{CO}_2) = 4$ моля.

Приклад 7. Яка маса карбон (IV) оксиду CO₂ займає об'єм 50 л при 300 К і тиску 2 · 10⁵ Па?

Дано:
 $V(\text{CO}_2) = 50 \text{ л} = 50 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$
 $T = 300 \text{ К}$
 $p = 2 \cdot 10^5 \text{ Па}$
 $M(\text{CO}_2) = 44 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль}$
 $R = 8,314 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$

$m(\text{CO}_2) - ?$

Розв'язання

$$pV = \frac{m}{M}RT, \text{ звідси } m = \frac{pVM}{RT},$$

$$m(\text{CO}_2) = \frac{2 \cdot 10^5 \text{ Па} \cdot 5 \cdot 10^{-2} \text{ м}^3 \cdot 44 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль}}{8,314 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К} \cdot 300 \text{ К}} =$$

$$= 0,176 \text{ кг} = 176 \text{ г.}$$

Відповідь: маса – CO_2 176 г.

Молярну масу газу розраховують, якщо відомі його об'єм і маса при певному тиску і температурі.

Приклад 8. Знайдіть молярну масу газу, якщо $0,05 \text{ м}^3$ його парів при $300 \text{ }^\circ\text{C}$ і $2 \cdot 10^5 \text{ Па}$ мають масу 176 г.

Дано:
 $V(\text{газу}) = 0,05 \text{ м}^3$
 $T = 300 \text{ К}$
 $m(\text{газу}) = 176 \text{ г} = 0,176 \text{ кг}$
 $p = 2 \cdot 10^5 \text{ Па}$
 $R = 8,314 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$

$M(\text{газу}) - ?$

Розв'язання

$$pV = \frac{m}{M}RT, \text{ звідси } M = \frac{mRT}{pV},$$

$$M(\text{газу}) = \frac{0,176 \text{ кг} \cdot 8,314 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К} \cdot 300 \text{ К}}{2 \cdot 10^5 \text{ Па} \cdot 0,05 \text{ м}^3} =$$

$$= 0,044 \text{ кг/моль} = 44 \text{ г/моль.}$$

Відповідь: молярна маса газу – 44 г/моль.

Тиск розраховують, якщо відомі кількість речовини газу, його об'єм і температура.

Приклад 9. Розрахуйте тиск 5 г етану C_2H_6 у посудині об'ємом 40 л при температурі $-20 \text{ }^\circ\text{C}$.

Дано:
 $m(\text{C}_2\text{H}_6) = 5 \text{ г} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$
 $V(\text{C}_2\text{H}_6) = 40 \text{ л} = 40 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$
 $T = -20 + 273 = 253 \text{ К}$
 $M(\text{C}_2\text{H}_6) = 30 \text{ г/моль} =$
 $= 30 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль}$
 $R = 8,314 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$

$p - ?$

Розв'язання

$$pV = \frac{m}{M}RT, \text{ звідси } p = \frac{mRT}{MV},$$

$$p = \frac{5 \cdot 10^{-3} \text{ кг} \cdot 8,314 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К} \cdot 253 \text{ К}}{30 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль} \cdot 40 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3} =$$

$$= 8764 \text{ Па.}$$

Відповідь: тиск – 8 764 Па.

Густина газу розраховують, якщо відомі молярна маса газу, його температура і тиск.

Приклад 10. Розрахуйте густина азоту N_2 при 300 К і тиску $111\,348 \text{ Па}$.

Дано:
 $T = 300 \text{ К}$
 $p = 111348 \text{ Па}$
 $M(\text{N}_2) = 28 \text{ г/моль} =$
 $= 28 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль}$
 $R = 8,314 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$
 $\rho = ?$

Розв'язання:

$$pV = \frac{m}{M}RT, \quad \frac{m}{V} = \frac{pM}{RT}, \quad \frac{m}{V} = \rho, \quad \text{звідси } \rho = \frac{pM}{RT},$$

$$\rho = \frac{111348 \text{ Па} \cdot 28 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль}}{8,314 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К} \cdot 300 \text{ К}} =$$

$$= 1,25 \text{ кг/м}^3 = 1,25 \text{ г/л.}$$

Відповідь: густина азоту – 1,25 г/л.

Контрольні питання

- Сформулюйте основні газові закони:
 - закон Бойля – Маріотта;
 - закон Гей – Люссака;
 - закон Шарля;
 - універсальний газовий закон.

Завдання для самостійної роботи

- За сталої температури 2,5 л невідомого газу стиснули до об'єму 1 л. Як зміниться тиск газу, якщо початковий тиск становив 101 325 Па?
- При 25 °С об'єм газу дорівнює 0,5 л. Як зміниться об'єм газу, якщо за сталого тиску довести температуру до 75 °С?
- Який об'єм займуть 4 кг азоту при тиску 100 кПа і 60 °С?
- Маса 455 мл парів двоатомного газу при 62 °С і тиску 101 325 Па дорівнює 1,175 г. Обчисліть молекулярну масу і масу однієї молекули речовини. Який це газ?
- Скільки молів парів ацетону CH_3COCH_3 міститься в 250 мл при 87 °С і тиску 99 300 Па? Яка їхня маса?
- Визначте масу вуглекислого газу CO_2 , який займає об'єм 20 л за температури 22 °С і тиску 500 000 Па.

§ 23. Розрахунки за хімічними формулами і рівняннями

За хімічними формулами можна розрахувати:

- відносну молекулярну масу та молярну масу речовини;
- масову частку елементів у речовині;
- формулу речовини, якщо відомі масові частки елементів.

Приклад 1. Речовина містить 15,8 % алюмінію, 28,1 % сірки, 56,1 % кисню. Визначте формулу речовини.

Дано:
 $w(\text{Al}) = 15,8 \%$
 $w(\text{S}) = 28,1 \%$
 $w(\text{O}) = 56,1 \%$

Розв'язання

$\text{Al}_x\text{S}_y\text{O}_z$

- Позначимо формулу речовини $\text{Al}_x\text{S}_y\text{O}_z$, де x, y, z – число моль атомів Al, S, O.
- Масові частки елементів у відсотках вказують масу кожного елемента в 100 г речовини. З цього випливає, що в 100 г $\text{Al}_x\text{S}_y\text{O}_z$ міститься: $m(\text{Al}) = 15,8 \text{ г}$, $m(\text{S}) = 28,1 \text{ г}$, $m(\text{O}) = 56,1 \text{ г}$.
- Кількість (моль) кожного елемента дорівнює відношенню маси елемента до його молярної маси: $n = \frac{m}{M}$.

Співвідношення $x : y : z$ дорівнює співвідношенням кількості речовини

$$x : y : z = n(\text{Al}) : n(\text{S}) : n(\text{O}), \quad x : y : z = \frac{m(\text{Al})}{M(\text{Al})} : \frac{m(\text{S})}{M(\text{S})} : \frac{m(\text{O})}{M(\text{O})}.$$

$$x : y : z = \frac{15,8}{27} : \frac{28,1}{32} : \frac{56,1}{16} = 0,585 : 0,878 : 3,506.$$

Скоротивши ці значення на найменше число 0,585, одержимо $1 : 1,5 : 6 = 2 : 3 : 12$.

Отже, формула речовини – $\text{Al}_2\text{S}_3\text{O}_{12}$, або $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

Відповідь: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

За хімічним рівнянням можна розрахувати маси (об'єми) речовин, що вступають у хімічну реакцію і утворюються внаслідок реакції.

Приклад 2. Розрахувати кількість речовини, масу й об'єм (н. у.) карбон (IV) оксиду CO_2 , що утворюється під час нагрівання 20 г CaCO_3 .

| Дано: | Розв'язання |
|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| $m(\text{CaCO}_3) = 20 \text{ г}$ $V_m(\text{CO}_2) = 22,4 \text{ л/моль}$ $M(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ г/моль}$ | 1. Запишемо рівняння реакції $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$. 1 моль 1 моль 1 моль 2. Визначимо кількість речовини CaCO_3 : $n(\text{CaCO}_3) = \frac{m}{M} = \frac{20 \text{ г}}{100 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моля}.$ |
| $v(\text{CO}_2) - ?$ $m(\text{CO}_2) - ?$ $V(\text{CO}_2) - ?$ | 3. За рівнянням реакції $n(\text{CO}_2) = n(\text{CaCO}_3) = 0,2 \text{ моля}.$ 4. Знаходимо $m(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2) \cdot M(\text{CO}_2)$. $M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль},$ $m(\text{CO}_2) = 0,2 \text{ моля} \cdot 44 \text{ г/моль} = 8,8 \text{ г}.$ 5. Знаходимо $V(\text{CO}_2) = n \cdot V_m = 0,2 \text{ моля} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 4,48 \text{ л}.$ |

Відповідь: $n(\text{CO}_2) = 0,2 \text{ моля}, m(\text{CO}_2) = 8,8 \text{ г}, V(\text{CO}_2) = 4,48 \text{ л}.$

Приклад 3. До магнію масою 4,8 г додали хлороводневу кислоту масою 8 г. Визначте об'єм водню, що утворився.

| Дано: | Розв'язання |
|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| $m(\text{Mg}) = 4,8 \text{ г}$ $m(\text{HCl}) = 8 \text{ г}$ $M(\text{Mg}) = 24 \text{ г/моль}$ $M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ г/моль}$ $V_m = 22,4 \text{ л/моль}$ | $\text{Mg} + 2 \text{HCl} = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$. 1 моль 2 моля 1 моль 1 моль 1. Згідно з рівнянням реакції, молярне співвідношення речовин дорівнює співвідношенню коефіцієнтів: $n(\text{Mg}) : n(\text{HCl}) : n(\text{H}_2) = 1 : 2 : 1.$ 2. Розрахуємо кількість речовини Mg і HCl , даних в умові задачі за формулою $n = \frac{m}{M}$, $n(\text{Mg}) = \frac{4,8 \text{ г}}{24 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моля}.$ $n(\text{HCl}) = \frac{8 \text{ г}}{36,5 \text{ г/моль}} = 0,22 \text{ моля}.$ |

3. Розглянемо, яку з речовин (Mg або HCl) взято в надлишку. За рівнянням реакції молярні співвідношення $n(\text{Mg}) : n(\text{HCl}) = 1 : 2$.

Згідно з умовою задачі маємо $n(\text{Mg}) = 0,2$ моля, $n(\text{HCl}) = 0,22$ моля. Отже, Mg взято в надлишку.

4. За молярним співвідношенням $n(\text{HCl}) : n(\text{H}_2) = 1 : 1$. Знайдемо кількість речовини водню.

$$n(\text{H}_2) = n(\text{HCl}) = 0,22 \text{ моля}, n(\text{HCl}) = 0,22 \text{ моля}. n(\text{HCl}) = n(\text{H}_2) = 0,22 \text{ моля}.$$

5. Розрахуємо об'єм водню:

$$V(\text{H}_2) = n(\text{H}_2) \cdot V_m = 0,22 \text{ моля} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 4,928 \text{ л}.$$

Відповідь: об'єм водню – 4,928 л.

За допомогою хімічних рівнянь можна встановити склад речовини за продуктами реакції.

Приклад 4. Знайдіть молекулярну формулу речовини, якщо внаслідок повного згоряння цієї речовини масою 2,4 г утворюються карбон (IV) оксид CO_2 об'ємом 1,68 л (н. у.) і вода масою 2,7 г. Відносна густина речовини за воднем дорівнює 16.

Дано:

$$m(\text{речовини}) = 2,4 \text{ г}$$

$$V(\text{CO}_2) = 1,68 \text{ л}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 2,7 \text{ г}$$

$$D_{\text{H}_2} = 16$$

$$m(\text{газу}) = 22,4 \text{ л/моль}$$

Формула газу – ?

Розв'язання

1. За результатами спалювання речовини можна припустити, що вона складається з карбону С, гідрогену Н та кисню О, отже, її формулу загальною запишемо як $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$.

2. Визначимо масу карбону, який міститься в 1,68 л CO_2 .

$$n(\text{CO}_2) = \frac{V}{V_m} = \frac{1,68 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,075 \text{ моля},$$

$$n(\text{C}) = n(\text{CO}_2) = 0,075 \text{ моля},$$

$$m(\text{C}) = n(\text{C}) \cdot M(\text{C}) = 0,075 \cdot 12 = 0,9 \text{ г}.$$

3. Розрахуємо масу гідрогену в H_2O

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m}{M} = \frac{2,7 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 0,15 \text{ моля}$$

$$n(\text{H}) = 2n(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 0,15 = 0,3 \text{ моля}.$$

$$m(\text{H}) = n(\text{H}) \cdot M(\text{H}) = 0,3 \cdot 1 = 0,3 \text{ г}.$$

4. Визначимо суму мас карбону і гідрогену, що містяться в речовині масою 2,4 г
 $0,9 + 0,3 = 1,2 \text{ г}.$

Отже, до складу речовини входить кисень

$$m(\text{O}) = 2,4 - 1,2 = 1,2 \text{ г}.$$

5. Визначаємо кількість речовини кисню

$$n(\text{O}) = \frac{m(\text{O})}{M(\text{O})} = \frac{1,2 \text{ г}}{16 \text{ г/моль}} = 0,075 \text{ моль}.$$

6. Знайдемо молярне співвідношення елементів у формулі:

$$x : y : z = 0,075 : 0,3 : 0,075 = 1 : 4 : 1.$$

Емпірична формула речовини CH_4O .

7. Знайдемо молекулярну масу газу

$$M_r(\text{газу}) = D_{\text{H}_2}(\text{газ}) \cdot 2, \text{ де } D_{\text{H}_2} = 16 - \text{відносна густина газу за воднем}.$$

$$M_r(\text{газу}) = 16 \cdot 2 = 32, \quad M_r(\text{CH}_4\text{O}) = 12 + 4 + 16 = 32.$$

Отже, формула газу – CH_4O .

Відповідь: молекулярна формула газу – CH_4O , або CH_3OH .

Завдання для самостійної роботи

1. Визначте формулу і молярну масу речовини за складом у масових частках (у відсотках) –

| | |
|-----------------------------------|-----------------------------------|
| а) 22,4 % Ca; 17,1 % N; 58,5 % O; | е) 2 % H; 32,3 % O; 64,7 % Cu; |
| б) 48 % O; 28 % Si; 24 % Mg; | ж) 62,5 % Pb; 29 % O; 8,5 % N; |
| в) 37,7 % Na; 39,3 % O; 23 % Si; | и) 56,5 % K; 34,8 % O; 87 % C; |
| г) 42,1 % Na; 18,9 % P; 39 % O; | к) 31,8 % K; 29,0 % Cl; 39,2 % O; |
| д) 47,1 % O; 30,4 % P; 22,5 % Na; | л) 40,2 % K; 26,8 % Cr; 33 % O. |
2. У разі отруєння йодом використовують 10 % розчин тіосульфату натрію. Визначте формулу цієї сполуки, що містить 29,11 % Na, 40,51 % S, 30,38 % O.
3. Під час взаємодії 8 г магнію із сульфатною кислотою H_2SO_4 утворюються водень H_2 і сіль $MgSO_4$. Складіть рівняння реакції. Розрахуйте кількість речовини, об'єм і масу водню.
4. Унаслідок взаємодії Al_2O_3 з надлишком HNO_3 утворилося 5,4 г води. Скільки молів і грамів Al_2O_3 вступило в реакцію?
5. До розчину, що містить 0,2 моля $FeCl_3$, додали 0,24 моля $NaOH$. Скільки молів $Fe(OH)_3$ утворилося й скільки молів $FeCl_3$ не прореагувало?
6. Змішали 7,3 г HCl із 4,24 г NH_3 . Скільки грамів NH_4Cl утвориться? Знайдіть об'єм (н. у.) газу, що залишився після реакції.
7. Унаслідок повного згоряння 6,9 г речовини утворилося 13,2 г CO_2 і 8,1 г H_2O . Відносна густина речовини в газоподібному стані за воднем дорівнює 23. Знайдіть молекулярну формулу речовини.
8. Один з ангідридів арсену застосовують у медицині. Він стимулює кровотворення, нормалізує функцію нервової системи. Визначте формулу цього оксиду, якщо внаслідок згоряння арсену масою 0,15 г одержали 0,396 г його оксиду.

РОЗДІЛ 3. БУДОВА АТОМА. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН

§ 24. Будова атома

Ключові слова і терміни

| Українські | Англійські | Французькі | Арабські |
|---------------------|-------------------|--------------------|---------------|
| Атом | atom | atome | ذرة |
| Електрон | electron | électron | الإلكترون |
| Електронегативність | electronegativity | electronegativité | كهروسلبية |
| Електронейтральний | electroneutral | électron neutre | كهربائيا |
| Електронна оболонка | electron shell | enveloppe electron | هالة الاكترون |
| Заряд | charge | charge | شحنة |
| Ізотоп | isotope | isotope | نظير |
| Масова частка | mass number | mass number | عدد الشامل |
| Нейтрон | neutron | neutron | النيوترون |
| Позитивний | positive | positif | ايجابي |
| Порядковий номер | atomic number | numéro de beric | رقم متسلسل |
| Протон | proton | proton | بروتون |
| Ядро | nucleus | noyau | نواة |

Зверніть увагу!

1) **що** складається з **чого**

Ядро атома складається з протонів і нейтронів;

2) **що** визначає **що**

Число протонів визначає заряд ядра;

3) **що** позначається **чим**

Ізотоп позначається символом хімічного елемента з двома індексами ліворуч.

Атом – це електронейтральна система, що складається з позитивно зарядженого **ядра** та негативно зарядженої **електронної оболонки**.

Ядро міститься в центрі атома і має **позитивний заряд**. Майже вся маса атома зосереджена в його ядрі. **Ядро** атома складається з **нуклонів – протонів і нейтронів**.

Протон – це частинка з масою 1 а. о. м. і зарядом **+1**. Позначення: ${}^1_1\text{p}$. Верхній індекс означає масу, нижній – заряд. Число протонів визначає заряд ядра і дорівнює порядковому номеру елемента (Z).

Число протонів = Заряд ядра = Порядковий номер елемента

Нейтрон – це електронейтральна частинка з масою 1 а. о. м. Позначення: ${}^1_0\text{n}$.

Сума числа **протонів** і **нейтронів** у ядрі називається **масовим числом (A)**.

Число протонів (Z) + Число нейтронів (N) = Масове число (A)

Приклад 1. Масове число літію ${}^7_3\text{Li}$ дорівнює

$$\begin{array}{ccccccc} 3 & + & 4 & = & 7 & & \\ \text{число} & & \text{число} & & \text{масове} & & \\ \text{протонів} & & \text{нейтронів} & & \text{число} & & \end{array}$$

Масове число дорівнює відносній атомній масі елемента, округленої до цілого числа.

Приклад 2. Відносна атомна маса Li дорівнює 6,94. Масове число Li дорівнює 7.

Електронна оболонка атома складається з електронів. **Електрон** – це **негативно заряджена частинка** з масою, яка приблизно у 1 840 разів менша за масу протона. Позначення: \bar{e} .

$$\begin{array}{ccccccc} \text{Число} & & \text{Число} & & \text{Заряд} & & \text{Порядковий номер} \\ \text{електронів} & = & \text{протонів} & = & \text{ядра} & = & \text{елемента} \end{array}$$

Приклад 3. ${}^7_3\text{Li}$. Число $\bar{e} = 3$, число $p = 3$, заряд ядра $+3$, порядковий номер елемента 3.

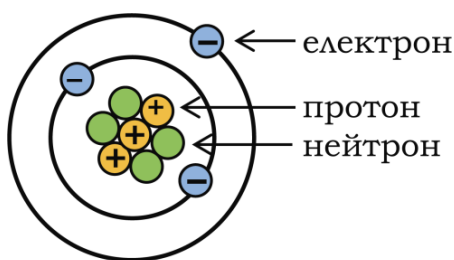


Рисунок 8 – Будова атома літію

Приклад 4. Визначте кількість протонів, нейтронів, електронів у Al.

Розв'язання

У періодичній таблиці елементів знаходимо Al. Відносна атомна маса Al дорівнює 26,98, тоді масове число = 27.

Число протонів = порядковому номеру елемента = 13.

Число електронів = число протонів = 13.

Число нейтронів = масове число – число протонів = 27 – 13 = 14.

Атоми одного і того самого елемента можуть мати різні масові числа. Ядра цих елементів містять однакове число протонів і різне число нейтронів.

Різновиди атомів, що мають **однаковий заряд ядра**, але **різні масові числа**, називаються **ізотопами**.

Приклад 5. ${}^{16}_8\text{O}$, ${}^{17}_8\text{O}$, ${}^{18}_8\text{O}$ – ізотопи оксигену.

${}^1_1\text{H}$, ${}^2_1\text{H}$, ${}^3_1\text{H}$ – ізотопи гідрогену.

Ізотопи позначаються символом хімічного елемента з двома індексами ліворуч: **верхній** показує **масове число**, **нижній** – **заряд ядра**.



X - символ елемента;
A - масове число;
z - порядковий номер елемента (заряд ядра).

Існування ізоотопів пояснює, чому відносні атомні маси – дробні числа.

Відносна атомна маса елемента (A_r) в періодичній системі – це середнє значення атомних мас його ізоотопів з урахуванням їхніх масових часток у природному елементі.

Формула для розрахунку

$$A_{r(\text{сеп.})} = \frac{w_1 \cdot A_{r_1} + w_2 \cdot A_{r_2} + \dots + w_n \cdot A_{r_n}}{w_1 + w_2 + \dots + w_n},$$

де $A_{r_1}, A_{r_2}, A_{r_n}$ – атомні маси ізоотопів елемента;

w_1, w_2, w_n – масові частки ізоотопів у елементі.

Приклад 6. У природному хлорі міститься 77,4 % атомів з $A_r = 35$ та 22,6 % атомів з $A_r = 37$. Розрахуємо $A_{r(\text{сеп.})}$.

$$A_{r \text{ сеп.}}(\text{Cl}) = \frac{77,4 \cdot 35 + 22,6 \cdot 37}{77,4 + 22,6} = \frac{2709 + 836,2}{100} = 35,452.$$

Контрольні питання

1. Що таке атом?
2. Які частинки входять до складу: а) атома; б) ядра; в) електронної оболонки?
3. Охарактеризуйте протон, нейтрон, електрон (символ, заряд, маса).
4. Чим визначається заряд ядра атома?
5. Що показує порядковий номер елемента?
6. Що таке масове число?
7. Як визначити кількість нейтронів?
8. Як визначити кількість електронів?
9. Що таке ізоотопи? Як позначаються ізоотопи?

Завдання для самостійної роботи

1. Атоми складаються з трьох видів частинок: протонів, нейтронів і...
а) молекул; б) електронів; в) ядер; г) іонів.
2. Ядро атома містить ...
а) електрони; в) протони й електрони;
б) протони і нейтрони; г) нейтрони й електрони.
3. Заряд нейтрона ...
а) 0; б) +1; в) -1; г) +2.
4. Вкажіть заряд електрона ...
а) -1; б) +1; в) 0; г) -2.
5. Вкажіть елементарну частинку з найменшою масою:
а) протон; б) нейтрон; в) електрон.
6. Атом якого з елементів має заряд ядра +8:
а) неон; б) азот; в) ферум; г) оксиген?
7. Протонів у ядрі ізотопа ${}^{24}_{12}\text{Mg}$...
а) 12; б) 13; в) 24; г) 5.
8. Нейтронів у ядрі ізотопа ${}^{15}_7\text{N}$...
а) 7; б) 8; в) 14; г) 15.

9. Відносна атомна маса нейтрона дорівнює ...
 а) $\frac{1}{1840}$ а. о. м.; б) 0; в) 1 а. о. м.; г) 5 а. о. м.
10. Чим відрізняються між собою атоми ізотопів $^{40}_{19}\text{K}$ і $^{39}_{19}\text{K}$?
 а) масою; в) кількістю нейтронів;
 б) кількістю електронів; г) кількістю протонів.
11. Скільки електронів, протонів і нейтронів має атом елемента з порядковим номером 9?
12. Знайдіть масове число елемента з порядковим номером 8 і числом нейтронів у ядрі, що дорівнює 9?
13. На скільки більше нейтронів має ядро хлору $^{37}_{17}\text{Cl}$, ніж ядро кисню $^{17}_8\text{O}$?
14. Масове число елемента дорівнює 108. Кількість електронів у ньому 47. Скільки нейтронів міститься в ядрі цього атома?
15. Ядро атома деякого елемента містить 32 нейтрони, його масове число дорівнює 59. Який це елемент?
16. Деякий елемент складається з 90 % ізотопу з масовим числом 20 % і 10 % ізотопу з масовим числом 22. Розрахуйте відносну атомну масу його елемента.
17. Елемент купрум складається з ізотопів: 54,6 % $^{64}_{29}\text{Cu}$ і 45,4 % $^{63}_{29}\text{Cu}$. Розрахуйте відносну атомну масу Cu.
18. Елемент магній складається з 79 % ізотопів $^{24}_{12}\text{Mg}$, 10 % $^{25}_{12}\text{Mg}$ і 11 % $^{26}_{12}\text{Mg}$. Розрахуйте відносну атомну масу Mg.

§ 25. Квантово-механічна модель атома. Квантові числа. Атомна орбіталь. Типи атомних орбіталей

Ключові слова і терміни

| Українські | Англійські | Французькі | Арабські |
|-------------------------------------------------------------------------------------------|------------------------------------------------------------------------------------------------|----------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------|
| Антипаралельні | antiparallel (opposite directions) | antiparallele | مضاد التوازي |
| Електронна хмара | electron cloud | électrons de nuages | سحابة الكترون |
| Енергетичний рівень | energy level | niveau d'énergie | |
| Збуджений стан | excited state | état excité | حالة الارق |
| Квантові числа: Головне (n) Побічне (l) (орбітальне) Магнітне (m) Спін (s) | quantum numbers: principal (n) subsidiary (l) (azimuthal) magnetic (m) spin (s) | nombres quaniques: principal cote (orbital) magnétique tour | أعداد الكم: • الرئيسية • كوك (المدار) • المغناطيسي • زيادة ونقصان |
| Квантово-механічна | quantum-mechanical | mécanique quantique | الكمية الميكانيكية |
| Комірка | electron-in-boxes | cellule | الخلية |
| Нормальний (основний) стан | normal (ground) state | normal état | الحالة (المنتظمة) الإعتيادية |
| Орієнтація у просторі | spatial orientation | orientation spatiale | التوجه في الفضاء |
| Паралельні | parallel | parallèle | موازي |
| Підрівень | sub-level | niveau | طبقة ثانوية |
| Хвиля | wave | vague | موجة |

Зверніть увагу!

1) **що** виявляє **що**

Електрон **виявляє** хвильові властивості;

2) **що** визначає **що**

Головне квантове число **визначає** загальну енергію електрона в атомі та розміри орбіталі;

3) **що** набуває **що**

Головне квантове число **набуває** цілочислових значень від 1 до 7;

4) для позначення чого **використовують** **що**

Для **позначення** енергетичних рівнів використовують латинські букви;

5) **що** характеризує **що**

Спінове квантове число s **характеризує** власний магнітний момент електрона;

6) **що** зображують як

Спін **зображують** протилежно спрямованими стрілками.

Згідно із квантово-механічною теорією електрон має двоїсту природу – властивості частинки та хвилі. Подібно до частинки електрон має певні масу і заряд. Водночас електрон, що рухається, виявляє хвильові властивості, наприклад, здатність утворювати дифракцію та інтерференцію.

Електрон у атомі можна уявити як хмару з певною густиною негативного електричного заряду в певному об'ємі простору навколо ядра (рис. 9).

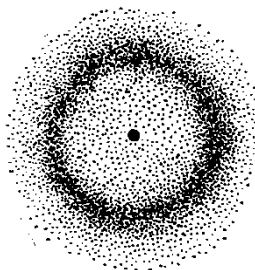


Рисунок 9 – Електронна хмара

Простір навколо ядра, у якому найімовірніше перебування електрона, називається **орбіталлю**.

Атомну орбіталь і стан електрона в атомі можна описати за допомогою набору квантових чисел: головного n (e_n), побічного L (e_L), магнітного m (e_m), спінового s (e_s).

Головне квантове число n визначає загальну енергію електрона в атомі та розміри орбіталі.

Для атома в нормальному (основному) стані головне квантове число n набуває цілочислових значень від 1 до 7. Для атома у збудженому стані n може набувати значення від 1 до нескінченності.

Стан електрона, який характеризується певним значенням головного квантового числа, називається енергетичним рівнем електрона в атомі. Для позначення енергетичних рівнів використовують такі латинські букви:

| | | | | | | | | |
|------------------------|---|---|---|---|---|---|---|-----|
| Головне квантове число | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | ... |
| Енергетичні рівні | K | L | M | N | O | P | Q | ... |

Можна сказати: перший енергетичний рівень, або K-рівень, другий енергетичний рівень, або L-рівень.

Орбітальне (азимутальне, побічне) квантове число L характеризує енергію електрона на енергетичному підрівні і визначає форму орбіталі.

Орбітальне квантове число може набувати цілочислових значень від 0 до $(n - 1)$. $L = 0, 1, 2, \dots, (n - 1)$.

Кожному значенню L відповідає певний підрівень, який позначається латинською буквою.

| | | | | |
|-----------------------------------|---|---|---|---|
| Орбітальне квантове число L | 0 | 1 | 2 | 3 |
| Позначення енергетичного підрівня | s | p | d | f |

Для певного значення головного квантового числа n орбітальне квантове число L може мати n значень, тобто **кількість підрівнів** на будь-якому енергетичному рівні дорівнює номеру цього рівня.

| Головне квантове число n | Орбітальне квантове число L | Позначення енергетичного підрівня L | Число енергетичних підрівнів | Позначення енергетичного рівня |
|----------------------------|-------------------------------|---------------------------------------|------------------------------|--------------------------------|
| 1 | 0 | s | 1 | 1s |
| 2 | 0, 1 | s, p | 2 | 2s2p |
| 3 | 0, 1, 2 | s, p, d | 3 | 3s3p3d |
| 4 | 0, 1, 2, 3 | s, p, d, f | 4 | 4s4p4d4f |

Орбітальне квантове число визначає форму орбіталей: s-орбіталі мають форму кулі (сфери), p-орбіталі – гантелі, d-орбіталі – пелюсткову форму, f-орбіталі – більш складну форму (рис. 10).

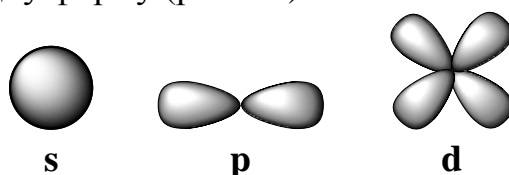


Рисунок 10 – Форма s-, p- і d-орбіталей

Приклад 1. $3s^2$ (читаємо «три ес два») показує, що в атомі є 2 електрони з $n = 3$ (перебувають на третьому енергетичному рівні) і $L = 0$ (орбіталь має форму сфери).

Магнітне квантове число m визначає орієнтацію орбіталі у просторі.

Магнітне квантове число може набувати таких значень: $0, \pm 1, \pm 2, \dots, \pm L$. Число значень залежить від орбітального квантового числа L і дорівнює $(2L + 1)$.

При $L = 0$ $m = 0$. Це означає, що s-орбіталь має одну орієнтацію щодо трьох осей координат. p-орбіталі мають три орієнтації у просторі – за координатними осями x, y, z , d-орбіталі – п'ять, f-орбіталі – сім орієнтацій (рис. 11).

| Орбітальне квантове число L | Магнітне квантове число m | Кількість орбіталей за даним значенням L |
|-------------------------------|-----------------------------|--------------------------------------------|
| 0 (s-підрівень) | 0 | 1 |
| 1 (p-підрівень) | -1, 0, +1 | 3 |
| 2 (d-підрівень) | -2, -1, 0, +1, +2 | 5 |
| 3 (f-підрівень) | -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3 | 7 |

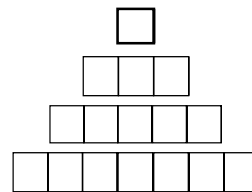
Кожну орбіталь іноді зображують як енергетичну (або квантову) комірку у вигляді квадрата \square .

Орбіталі s-підрівня

Орбіталі p-підрівня

Орбіталі d-підрівня

Орбіталі f-підрівня



Число енергетичних комірок дорівнює числу орбіталей на даному енергетичному підрівні або числу значень магнітного квантового числа.

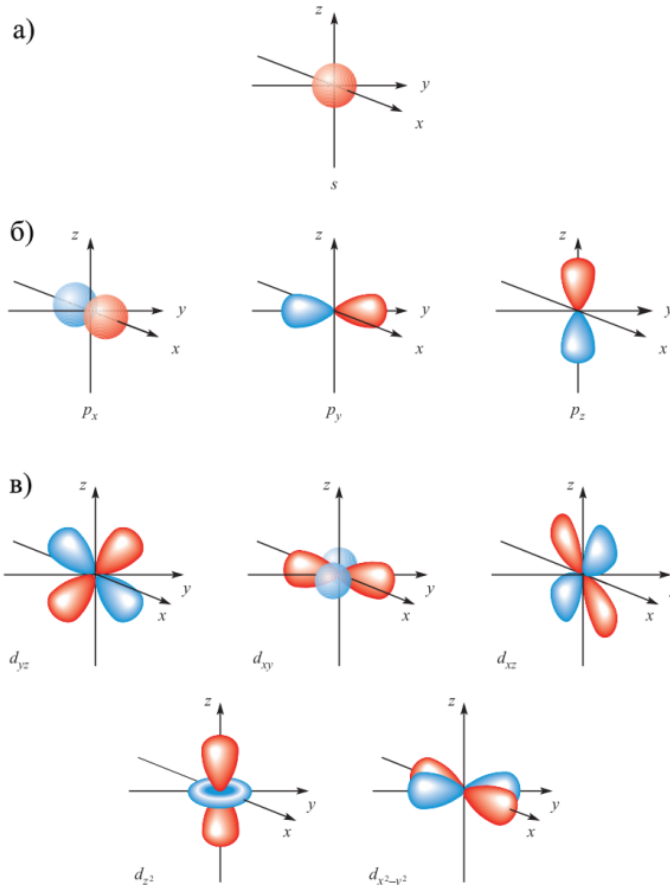
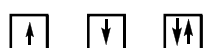


Рисунок 11 – Форма і просторова орієнтація орбіталей:
а – s-орбіталей; б – p-орбіталей; в – d-орбіталей

Спінове квантове число s характеризує власний магнітний момент електрона.

Спінове квантове число може мати тільки два значення: $+1/2$, $-1/2$. Спін зображують протилежно напрямленими стрілками



Спіни електронів, напрямлені в один бік, називаються паралельними, а у протилежні боки – антипаралельними.

Отже, кожен електрон в атомі характеризується чотирма квантовими числами. Три з них – n , L , m – характеризують орбіталь, на якій перебуває електрон, четверте s – власний магнітний момент електрона. Зв'язок між трьома квантовими числами n , L і m подано в таблиці 6.

Атомну орбіталь схематично зображують у вигляді квадрата \square або риски $-$. Енергетичний стан електрона позначають схематично у вигляді стрілок $\uparrow\downarrow$ або $\uparrow\uparrow$.

Таблиця 6 – Зв'язок між квантовими числами

| Енергетичний рівень n | Підрівень | | Магнітне квантове число | | Число орбіталей | |
|-------------------------|--------------|------------|---------------------------|-----------------------------------------------------------|------------------------|----------------|
| | Значення L | Позначення | Значення m | Схематичне зображення орбіталі | на підрівні $(2L + 1)$ | на рівні n^2 |
| 1 | 0 | 1s | 0 | \square | 1 | 1 |
| 2 | 0 | 2s | 0 | \square | 1 | 4 |
| | 1 | 2p | -1, 0, +1 | $\square \square \square$ | 3 | |
| 3 | 0 | 3s | 0 | \square | 1 | 9 |
| | 1 | 3p | -1, 0, +1 | $\square \square \square$ | 3 | |
| | 2 | 3d | -2, -1, 0, +1, +2 | $\square \square \square \square \square$ | 5 | |
| 4 | 0 | 4s | 0 | \square | 1 | 16 |
| | 1 | 4p | -1, 0, +1 | $\square \square \square$ | 3 | |
| | 2 | 4d | -2, -1, 0, +1, +2 | $\square \square \square \square \square$ | 5 | |
| | 3 | 4f | -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3 | $\square \square \square \square \square \square \square$ | 7 | |

Контрольні питання

1. Яку природу має електрон?
2. У вигляді чого можна уявити електрон у атомі?
3. Що таке орбіталь?
4. Які квантові числа ви знаєте?
5. Що характеризує: а) головне квантове число; б) орбітальне; в) магнітне; г) спінове?
6. Яких значень набуває головне квантове число для атома в основному і збудженому станах?
7. Що таке енергетичні рівні? Як вони позначаються?
8. Яких значень набуває орбітальне квантове число?
9. Як позначаються енергетичні підрівні?
10. Які форми мають s-, p-, d- і f-орбіталі? Як графічно позначаються орбіталі?
11. Яких значень набуває магнітне квантове число?
12. Яких значень набуває спінове квантове число?
13. Які електрони називаються електронами з паралельними спінами, а які – з антипаралельними?

§ 26. Послідовність заповнення електронами орбіталей, енергетичних підрівнів, рівнів

Ключові слова і терміни

| Українські | Англійські | Французькі | Арабські |
|---------------------------|------------------------------|----------------------------------------|--------------------|
| Принцип найменшої енергії | aufbau principle | le principe de l'énergie la plus basse | مبدأ الطاقة الأدنى |
| Принцип Паулі | Pauli's exclusions principle | principe de Pauli | مبدأ باولي |

Заповнення електронами орбіталей, енергетичних підрівнів, рівнів відбувається за трьома правилами: 1) принципом Паулі; 2) принципом найменшої енергії (правила Клечковського); 3) правилом Хунда.

Принцип Паулі (заборона Паулі)

В атомі не може бути двох або більше електронів з однаковими значеннями всіх чотирьох квантових чисел.

За принципом Паулі можна розрахувати максимальне число електронів на орбіталі, підрівні, рівні.

1. **Одну орбіталь можуть займати не більше ніж два електрони з антипаралельними спінами** $\uparrow\downarrow$.

2. Максимальна кількість електронів на енергетичному підрівні дорівнює $2(2L + 1)$.

Отже, на s-підрівні ($L = 0$) може максимально перебувати $2(2 \cdot 0 + 1) = 2$ електрони, на p-підрівні ($L = 1$) – $2(2 \cdot 1 + 1) = 6$, на d-підрівні ($L = 2$) – $2(2 \cdot 2 + 1) = 10$, на f-підрівні ($L = 3$) – $2(2 \cdot 3 + 1) = 14$ електронів.

3. Максимальна кількість електронів на енергетичному рівні дорівнює $2n^2$.

Таблиця 7 – Розрахунок кількості підрівнів, орбіталей та електронів на енергетичних рівнях

| Енергетичний рівень n | Підрівень | | Магнітне квантове число m | Число орбіталей | | Число електронів | |
|-------------------------|--------------|------------|-----------------------------|------------------------|----------------|--------------------------------|-----------------|
| | Значення L | Позначення | | на підрівні $(2L + 1)$ | на рівні n^2 | на підрівні $2 \cdot (2L + 1)$ | на рівні $2n^2$ |
| 1 | 0 | s | 0 | 1 | 1 | $2(1s^2)$ | 2 |
| 2 | 0 | s | 0 | 1 | 4 | $2(2s^2)$ | 8 |
| | 1 | p | -1, 0, +1 | 3 | | $6(2p^6)$ | |
| 3 | 0 | s | 0 | 1 | 9 | $2(3s^2)$ | 18 |
| | 1 | p | -1, 0, +1 | 3 | | $6(3p^6)$ | |
| | 2 | d | -2, -1, 0, +1, +2 | 5 | | $10(3d^{10})$ | |
| 4 | 0 | s | 0 | 1 | 16 | $2(4s^2)$ | 32 |
| | 1 | p | -1, 0, +1 | 3 | | $6(4p^6)$ | |
| | 2 | d | -2, -1, 0, +1, +2 | 5 | | $10(4d^{10})$ | |
| | 3 | f | -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3 | 7 | | $14(3f^{14})$ | |

Отже, на першому енергетичному рівні ($n = 1$) – $2 \cdot 1^2 = 2$ електрони, на другому ($n = 2$) – $2 \cdot 2^2 = 8$, на третьому ($n = 3$) – $2 \cdot 3^2 = 18$, на четвертому ($n = 4$) – $2 \cdot 4^2 = 32$ електрони (табл. 7).

Принцип найменшої енергії

Згідно з принципом найменшої енергії спочатку заповнюються підрівні з меншою енергією.

Енергія електрона залежить від значення двох квантових чисел n і L . В. М. Клечковський установив, що спочатку заповнюються підрівні, у яких сума головного і орбітального квантових чисел ($n + L$) є найменшою. Якщо сума $n + L$ кількох різних підрівнів однакова, то нижчу енергію має підрівень із меншим значенням n .

Приклад 1. Визначимо послідовність заповнення підрівнів 2s, 2p і 3s. Для них суми головного і орбітального квантових чисел дорівнюють:

$$2s: n + L = 2 + 0 = 2,$$

$$2p: n + L = 2 + 1 = 3,$$

$$3s: n + L = 3 + 0 = 3.$$

Згідно з правилом Клечковського спочатку заповнюється 2s-підрівень, для якого сума $n + L$ менша, за ним 2p-підрівень, а потім 3s. 2p-підрівень має таку саму суму $n + L$, що і 3s, але характеризується меншим значенням n .

Можна вивести **послідовність, у якій підрівні розміщуються в порядку зростання енергії** (шкала енергії) (табл. 8, рис. 12).

Таблиця 8 – Шкала енергії

| | | | | | | | | | | |
|----------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|
| Підрівні | 1s | 2s | 2p | 3s | 3p | 4s | 3d | 4p | 5s | 4d |
| $n + L$ | 1 + 0 1 | 2 + 0 2 | 2 + 1 3 | 3 + 0 3 | 3 + 1 4 | 4 + 0 4 | 3 + 2 5 | 4 + 1 5 | 5 + 0 5 | 4 + 2 6 |
| Підрівні | 5p | 6s | 4f | 5d | 6p | 7s | 5f | 6d | 7p | |
| $n + L$ | 5 + 1 6 | 6 + 0 6 | 4 + 3 7 | 5 + 2 7 | 6 + 1 7 | 7 + 0 7 | 5 + 3 8 | 6 + 2 8 | 7 + 1 8 | |

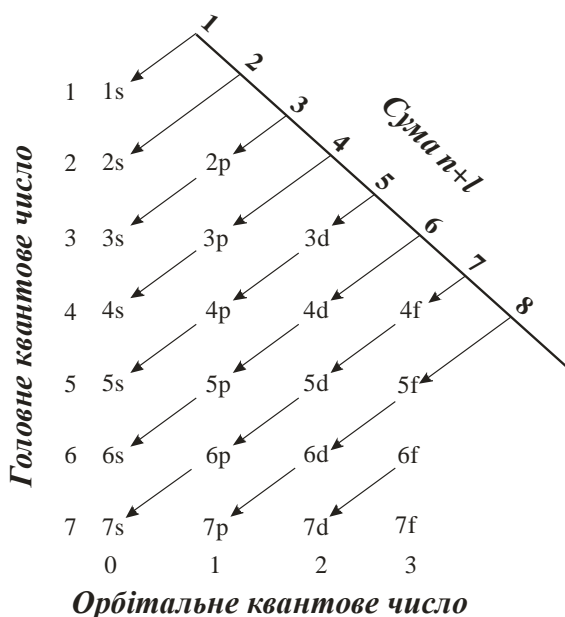


Рисунок 12 – Заповнення енергетичних підрівнів у атомі

Для близьких за енергією підрівнів (4s і 3d, 5s і 4d, 4f і 5d, 5f і 6d) можуть спостерігатися відхилення від наведеної послідовності. Водночас один (іноді два) електрон займає підрівень, розміщений праворуч у наведеному ряді. Це явище має назву «провалу» (проскакування) електрона.

Правило Хунда

Електрони на орбіталях одного підрівня розподіляються так, щоб їхнє сумарне спінове число s було максимальним.

Наприклад, якщо на p -підрівні перебувають два електрони, можна припустити такі їхні стани:



$$s = +1/2 + 1/2 = 1$$



$$s = +1/2 + (-1/2) = 0$$



$$s = +1/2 + (-1/2) = 0$$

Отже, відповідно до правила Хунда найстійкішим буде стан «а», коли електрони в межах підрівня розміщуються на різних орбіталях і мають однаковий спін.

Контрольні питання

1. Яка максимальна кількість електронів на одній орбіталі?
2. Сформулюйте принцип Паулі.
3. Як визначити максимальну кількість електронів на енергетичному підрівні, рівні?
4. Сформулюйте принцип найменшої енергії.
5. За яким правилом розподіляються електрони на одному підрівні?

Завдання для самостійної роботи

1. Що визначається за допомогою формули $2(2L + 1)$:
 - а) кількість енергетичних рівнів;
 - б) кількість енергетичних підрівнів;
 - в) кількість значень орбітального квантового числа;
 - г) максимальна кількість електронів на енергетичному підрівні?
2. Що визначається за допомогою формули $2n^2$:
 - а) кількість значень головного квантового числа;
 - б) кількість енергетичних рівнів у атомі;
 - в) максимальна кількість електронів на енергетичному рівні;
 - г) максимальна кількість електронів у атомі?
3. Яка максимальна кількість електронів на другому енергетичному рівні:

а) 8; б) 2; в) 18; г) 32?
4. Яка максимальна кількість електронів на d -підрівні:

а) 2; б) 10; в) 14; г) 6?
5. У якому разі розміщення трьох d -електронів подано правильно:

а) $\boxed{\uparrow\uparrow\downarrow\ \square\ \square}$; б) $\boxed{\uparrow\uparrow\uparrow\ \square\ \square}$; в) $\boxed{\uparrow\uparrow\uparrow\ \square\ \square}$; г) $\boxed{\uparrow\downarrow\uparrow\ \square\ \square}$?
6. Зобразіть квантові комірки p - і d -підрівнів, які містять по три, п'ять і шість електронів.

§ 27. Електронні конфігурації атомів і електронні схеми

Ключові слова і терміни

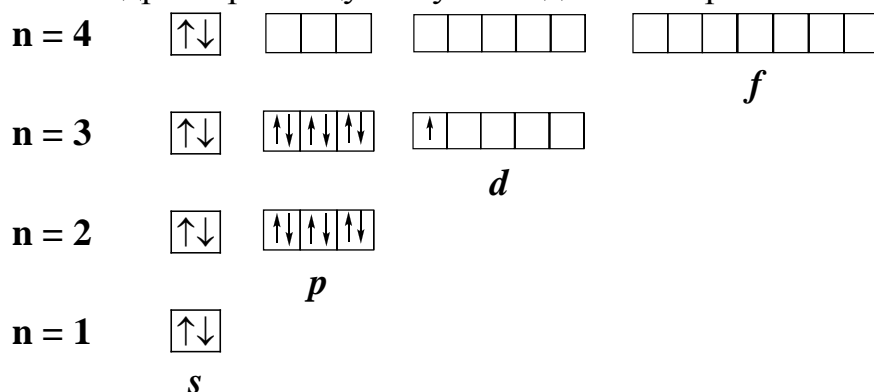
| Українські | Англійські | Французькі | Арабські |
|-------------------------------|-------------------------------------|---------------------------------------|--------------------|
| Електронна конфігурація атома | electronic configuration of an atom | configuration électronique de l'atome | التوزيع الإلكتروني |

Електронні конфігурації атомів – це умовне зображення розподілу електронів по орбіталях на енергетичних рівнях і підрівнях.

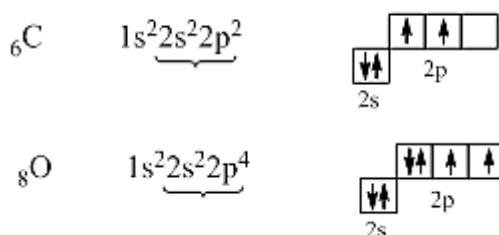
Приклад 1. $1s^1$ – це електронна конфігурація атома гідрогену, Н, $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^1$ – атома скандію (Sc).

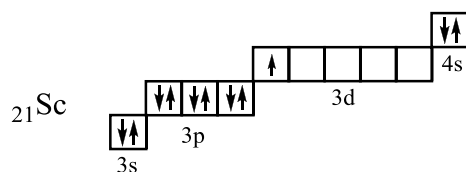
Велика цифра показує номер енергетичного рівня (головне квантове число n). Літери s, p, d, f означають форму орбіталі, або енергетичний підрівень. Маленька цифра над літерою праворуч показує число електронів на цьому підрівні. Конфігурація $1s^1$ показує, що електронна оболонка атома гідрогену складається з одного електрона на s -підрівні першого енергетичного рівня. Можна також скласти електронну схему, яка показує розміщення електронів по

орбіталях (енергетичних комірках) \uparrow . Конфігурація $1s^1 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$ показує, що електронна оболонка атома скандію містить два електрони на s -підрівні першого енергетичного рівня, два електрони – на s -підрівні та шість електронів – на p -підрівні другого енергетичного рівня, тобто вісім електронів на другому рівні, два електрони на s -підрівні, шість електронів на p -підрівні, один електрон на d -підрівні третього енергетичного рівня, тобто дев'ять електронів на третьому енергетичному рівні та два електрони на s -підрівні четвертого енергетичного рівня. Під час складання електронної схеми енергетичні рівні і підрівні розміщують у послідовності зростання енергії.



Для спрощення на електронних схемах зазначають лише неповністю заповнені енергетичні рівні.





Залежно від того, який підрівень заповнюється електронами, усі елементи діляться на s-, p-, d- і f-елементи.

Елементи, в атомах яких заповнюється s-підрівень зовнішнього енергетичного рівня, називаються s-елементами.

Елементи, в атомах яких заповнюється p-підрівень зовнішнього енергетичного рівня, називаються p-елементами.

Елементи, в атомах яких заповнюються d-підрівні другого зовнішнього енергетичного рівня, називаються d-елементами.

Елементи, в атомах яких заповнюються f-підрівні третього зовнішнього енергетичного рівня, називаються f-елементами.

Контрольні питання

1. Що таке електронна конфігурація атома?
2. Які елементи називаються: а) s-елементами; б) p-елементами; в) d-елементами; г) f-елементами.

Завдання для самостійної роботи

1. Яка електронна конфігурація відповідає атому *Br*:
 - а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^5$; в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^6 5s^2 4d^5$;
 - б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$; г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^6 5s^2 4d^4$?
2. Складіть електронні конфігурації для атомів елементів з порядковими номерами: а) 5; б) 7; в) 9; г) 12; д) 16; е) 21; ж) 23; з) 30.
3. Останній електрон атома елемента описується такими квантовими числами: $n = 4$, $L = 1$, $m = 0$, $S = +1/2$. Який це елемент:
 - а) Ga; б) Ti; в) Ge; г) Ca?
4. Останній електрон атома елемента описується такими квантовими числами: $n = 3$, $L = 2$, $m = -1$, $S = -1/2$. Який це елемент:
 - а) Fe; б) Co; в) Ni; г) Na?
5. Останній електрон в атомі деякого елемента описується такими квантовими числами:
 - а) $n = 3$, $L = 1$, $m = -1$, $S = -1/2$; б) $n = 2$, $L = 0$, $m = 0$, $S = +1/2$;
 - в) $n = 3$, $L = 2$, $m = +2$, $S = +1/2$; г) $n = 3$, $L = 0$, $m = 0$, $S = +1/2$;
 - д) $n = 3$, $L = 0$, $m = 0$, $S = -1/2$.

Складіть електронну конфігурацію кожного елемента.

§ 28. Періодичний закон Д. І. Менделєєва і періодична система елементів

Ключові слова і терміни

| Українські | Англійські | Французькі | Арабські |
|------------------|-------------------------------------|-----------------|-----------------|
| Головна підгрупа | main group | sous-groupe | رئيسية فرعية |
| Група | group | groupe | مجموعة |
| Період | period | période | فترة |
| Побічна підгрупа | side subgroup (transition elements) | sous-accessoire | سلبية فرعية |

У 1869 р. Д. І. Менделєєв сформулював періодичний закон: **властивості простих речовин, а також форми і властивості сполук елементів перебувають у періодичній залежності від атомної ваги елементів.**

Сучасне визначення періодичного закону: **властивості хімічних елементів і утворених ними простих і складних речовин перебувають у періодичній залежності від заряду їхніх ядер.**

Періодична система є графічним виразом періодичного закону.

Періодична система елементів складається із 7 періодів і 8 груп.

Період – це горизонтальний послідовний ряд елементів, в атомах яких електрони заповнюють однакову кількість енергетичних рівнів.

$$\text{номер періоду} = \text{номер зовнішнього рівня} = \text{кількість заповнених енергетичних рівнів}$$

Приклад 1. Кальцій має електронну конфігурацію $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$. За електронною конфігурацією атома можна визначити, що Кальцій міститься у четвертому періоді: число енергетичних рівнів у електронній оболонці = 4, номер зовнішнього енергетичного рівня = 4.

Перші три періоди називаються **малими**. Елементи, розміщені в них, називаються **типовими**.

Четвертий – сьомий періоди називаються **великими**. Сьомий період – незавершений.

Група – це вертикальний стовпчик елементів. Група складається із двох підгруп: головної (А) і побічної (В).

Головна підгрупа – це підгрупа елементів малих і великих періодів, що мають однакову конфігурацію зовнішнього енергетичного рівня і подібні хімічні властивості.

$$\text{номер головної підгрупи} = \text{кількість зовнішніх електронів}$$

Приклад 2. Сірка S ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$) містить на зовнішньому енергетичному рівні 6 електронів, належить до головної підгрупи шостої групи (p-елемент).

Побічна підгрупа – це підгрупа елементів великих періодів, що мають однакову кількість електронів на зовнішньому і другому ззовні енергетичному рівнях.

Усі елементи побічних підгруп належать до d-родин. Ці елементи іноді називають **перехідними металами**.

Приклад 3. Хром Cr ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 3d^5 4s^1$) містить на зовнішньому і другому зовні енергетичних рівнях 6 електронів, належить до побічної підгрупи шостої групи (d-елемент).

Елементи з однаковою конфігурацією зовнішнього енергетичного рівня називаються **елементами-аналогами**.

Приклад 4. Усі лужні метали мають одну й ту саму зовнішню електронну конфігурацію ns^1 , де n – номер періоду.

Лужні метали (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) утворюють головну підгрупу першої групи ІА. Це елементи-аналоги.

Cu, Ag, Au ($\dots nd^{10} ns^1$) утворюють побічну підгрупу першої групи – ІВ.

За місцем положення елемента в періодичній системі можна одержати таку інформацію:

1. Порядковий номер показує заряд ядра (кількість протонів), кількість електронів у електронній оболонці.
2. Номер періоду показує кількість енергетичних рівнів.
3. Номер групи показує найвищий ступінь окиснення елемента, число електронів на валентних підрівнях. Номер групи для головної підгрупи показує кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні, для побічної підгрупи – кількість електронів на зовнішньому та передостанньому енергетичних рівнях (валентні електрони).

Число елементів у періоді відповідає числу електронів, які можуть розміститися на підрівнях, що заповнюються в даному періоді. Так, у першому періоді заповнюється електронами 1s-підрівень. Максимальне число s-електронів = 2. Перший період містить два елементи (H, He).

У елементів другого періоду заповнюються 2s- і 2p-підрівні. Сумарне максимально можливе число електронів цих підрівнів становить вісім ($2 + 6 = 8$). Другий період містить вісім елементів (від Li до Ne).

У елементів третього періоду заповнюються 3s- і 3p-підрівні. Сумарне максимально можливе число електронів – вісім. Третій період має вісім елементів (Na – Ar).

Аналогічно визначається число елементів і в інших періодах (табл. 9).

Таблиця 9 – Заповнення електронами валентних підрівнів і кількість елементів у періодах

| Номер періоду | Валентні підрівні | Кількість елементів у періоді | З них | | | |
|---------------|-----------------------------|-------------------------------|-------------|-------------|-------------|-------------|
| | | | s-елементів | p-елементів | d-елементів | f-елементів |
| 1 | $1s^2$ | 2 | 2 | --- | --- | --- |
| 2 | $2s^2 2p^6$ | 8 | 2 | 6 | --- | --- |
| 3 | $3s^2 3p^6$ | 8 | 2 | 6 | --- | --- |
| 4 | $4s^2 3d^{10} 4p^6$ | 18 | 2 | 6 | 10 | --- |
| 5 | $5s^2 4d^{10} 5p^6$ | 18 | 2 | 6 | 10 | --- |
| 6 | $6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6$ | 32 | 2 | 6 | 10 | 14 |
| 7 | $7s^2 5f^{14} 6d^{10} 7p^6$ | 32 | 2 | 6 | 10 | 14 |

Особливе місце в періодичній системі належить f-елементам. Вони з'являються в шостому (4f-елементи) і сьомому (5f-елементи) періодах. Коли заповнюється 4f-підрівень, електрони розміщуються на четвертому енергетичному рівні, який ззовні є третім. Зовнішній рівень і передостанній залишаються незмінними. Унаслідок цього хімічні властивості 4f-елементів дуже близькі між собою. Тому всі ці елементи об'єднують у сімейство лантаноїдів. 5f-елементи об'єднані в сімейство актиноїдів. Ці елементи винесені з періодичної системи і розміщені в горизонтальний ряд під нею.

Контрольні питання

- Сформулюйте періодичний закон Д. І. Менделєєва.
- Виберіть сучасне формулювання періодичного закону Д. І. Менделєєва:
 - властивості елементів і утворених ними простих і складних сполук перебувають у періодичній залежності від електронних конфігурацій атомів;
 - електронна будова атомів і властивості елементів, які від неї залежать, перебувають у періодичній залежності від атомних мас елементів;
 - властивості елементів і утворених ними простих і складних речовин перебувають у періодичній залежності від величини заряду їхніх атомних ядер.
- Яку будову має періодична система?
- Що таке період? Чому періоди містять різну кількість елементів?
- Які періоди називаються малими, великими?
- Що таке група?
- Які елементи містяться у головних підгрупах I і II груп періодичної системи:
 - s- і p-;
 - s- і d-;
 - s-;
 - p-?
- Що показує номер періоду, номер групи?
- Що таке елементи-аналоги? Чи є повними електронними аналогами такі елементи: O і S, S і Se, Mn і Te?

§ 29. Залежність хімічних властивостей елементів від електронної будови їхніх атомів

Ключові слова і терміни

| Українські | Англійські | Французькі | Арабські |
|----------------------------|-------------------|-----------------------|--------------------|
| Енергія іонізації | ionization energy | energie ionisation | تأين الطاقة |
| Спорідненість до електрона | electron affinity | affinité électronique | تقارب مع الإلكترون |
| Електронегативність | electronegativity | electronegativité | كهروسلبية |

Зверніть увагу!

що залежить від чого?

Хімічні властивості залежать від будови їхніх атомів.

Хімічні властивості елементів **залежать від** будови їхніх атомів і положення в періодичній системі.

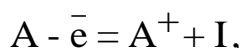
Під час хімічних реакцій відбувається перебудова електронних оболонок атомів. У хімічних реакціях беруть участь переважно електрони зовнішнього

енергетичного рівня. Максимально заповнені електронами енергетичні рівні є найбільш стабільними.

Енергетичні рівні та підрівні, повністю заповнені електронами, називаються **завершеними**.

Атоми інертних елементів (*He, Ne, Ar, Kr, Xe*) мають завершені зовнішні енергетичні рівні. Вони не вступають у хімічні реакції (за винятком *Xe*). У атомів усіх інших хімічних елементів зовнішні енергетичні рівні незавершені. **Хімічні властивості елемента зумовлюються здатністю його атома віддавати або приєднувати електрони.** Ці властивості характеризуються енергією іонізації, спорідненістю до електрона і електронегативністю.

Енергія іонізації (I) – це мінімальна енергія, необхідна для **відриву електрона** від незбудженого атома.



де *A* – атом; \bar{e} – електрон; A^+ – іон (катіон); *I* – енергія іонізації.

Іони – це заряджені частинки, що утворюються з атомів унаслідок відриву або приєднання електронів. Позитивно заряджені іони називаються катіонами, негативно заряджені – аніонами.

Енергія іонізації вимірюється у кДж/моль чи еВ/атом (електрон-вольт на атом). **Величина енергії іонізації характеризує металічні властивості елемента.** Чим менше значення *I*, тим вищі металічні властивості. Лужні метали мають найнижчі значення енергії іонізації (рис. 13).

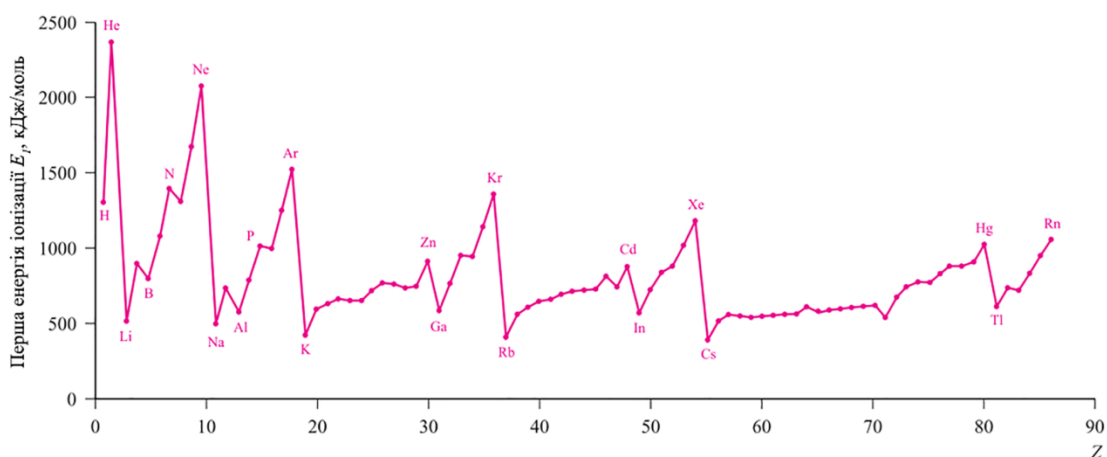
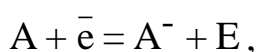


Рисунок 13 – Залежність енергії іонізації *I* атома від порядкового номера *Z* елемента

Енергія іонізації залежить від величини заряду ядра, відстані між ядром і зовнішнім електроном, електронної конфігурації атома. Можна відзначити, що величина енергії іонізації залежить від положення елемента в періодичній системі. Енергія відриву першого електрона від атома залежно від порядкового номера елемента змінюється періодично (див. рис. 13).

Спорідненість до електрона (E) – це енергія, яка виділяється (інколи поглинається) унаслідок приєднання електрона до нейтрального атома



де A^- – негативно заряджений іон (аніон); E – енергія спорідненості з електроном.

Спорідненість до електрона вимірюють у кДж/моль чи еВ/атом. **E використовують для порівняння неметалічних властивостей елементів.** Найбільшу спорідненість з електроном мають атоми, яким до завершення зовнішнього енергетичного рівня бракує одного або двох електронів (табл. 10). Отже, найбільшу E мають р-елементи сьомої групи (F, Cl, Br, I), а найменшу – атоми з конфігураціями s^2 (Be, Mg), s^2p^6 (Ne, Ar) або s^2p^3 (N, P) (атоми із завершеними або напівзаповненими енергетичними рівнями).

Таблиця 10 – Значення енергії спорідненості до електрона в елементів II періоду

| Елемент | Li | Be | B | C | N | O | F | Ne |
|----------------------------------------|--------|--------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|
| Зовнішній енергетичний рівень | $2s^1$ | $2s^2$ | $2s^22p^1$ | $2s^22p^2$ | $2s^22p^3$ | $2s^22p^4$ | $2s^22p^5$ | $2s^22p^6$ |
| Енергія спорідненості з електроном, еВ | 0,5 | -0,6 | 0,2 | 1,2 | -0,1 | 1,5 | 3,6 | -0,6 |

Однозарядні аніони берилію, нітрогену і неону нестійкі, для приєднання електронів до атомів цих елементів необхідно затратити енергію.

Електронегативність – це здатність атома даного елемента притягувати до себе спільні електронні пари. Позначення: **EH** .

Електронегативність елемента визначають як півсуму енергії іонізації і спорідненості з електроном

$$EH = \frac{1}{2}(I + E).$$

Ця величина вимірюється в кДж/моль чи еВ/атом.

У періоді електронегативність елементів зростає із збільшенням порядкового номера елемента. Найменше значення електронегативності мають s-елементи першої групи, а найбільші – р-елементи сьомої групи. У групі (головній підгрупі) електронегативність зменшується із зростанням порядкового номера елемента. Найбільш електронегативний елемент – це фтор F.

За зростанням електронегативності хімічні елементи можна розмістити в такій послідовності:

| | | | | | | | | | | | | | |
|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|
| Rb 0,8 | K 0,8 | Na 0,9 | Li 1,0 | Sr 1,0 | Ca 1,0 | Mg 1,2 | Be 1,5 | In 1,7 | Al 1,5 | Sn 1,8 | Ga 1,6 | Sb 1,9 | Si 1,9 |
| B 2,0 | As 2,0 | H 2,1 | Te 2,1 | P 2,1 | C 2,5 | Se 2,4 | I 2,5 | S 2,6 | Br 2,8 | Cl 3,0 | N 3,07 | O 3,5 | F 4,0 |

Розглянемо, як змінюється будова атомів і хімічні властивості елементів третього періоду (табл. 11).

Атом кожного елемента цього періоду має три енергетичні рівні. Будова двох перших енергетичних рівнів однакова ($1s^22s^22p^6$), а третього, зовнішнього,

різна. Зі збільшенням заряду ядер атомів елементів у періоді кількість енергетичних рівнів однакова, кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні зростає. Притягування зовнішніх електронів до ядра посилюється, атомні радіуси зменшуються, енергія іонізації та спорідненість до електрона збільшується. Відхилення у Mg, P та Ar пояснюються підвищеною стабільністю заповнених 3s-підрівня у Mg, 3p-підрівня у Ar та напівзаповненого 3p-підрівня в P. У періоді неметалічні властивості посилюються, металічні властивості послаблюються.

Таблиця 11 – Деякі властивості елементів третього періоду

| Електронна родина | s-Елементи | | p-Елементи | | | | | |
|--------------------------------|-----------------------|-----------------------|----------------------------|----------------------------|----------------------------|----------------------------|----------------------------|----------------------------|
| Символ елемента | Na | Mg | Al | Si | P | S | Cl | Ar |
| Група | I | II | III | IV | V | VI | VII | VIII |
| Заряд ядра | +11 | +12 | +13 | +14 | +15 | +16 | +17 | +18 |
| Електронна конфігурація | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 2p^1$ | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 2p^2$ | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 2p^3$ | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 2p^4$ | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 2p^5$ | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 2p^6$ |
| Атомний радіус, нм | 0,189 | 0,160 | 0,143 | 0,118 | 0,110 | 0,102 | 0,099 | 0,154 |
| Енергія іонізації, еВ | 5,14 | 7,64 | 5,98 | 8,15 | 10,49 | 10,36 | 13,01 | 15,75 |
| Спорідненість до електрона, еВ | 0,3 | -0,2 | 0,2 | 1,8 | 0,8 | 2,1 | 3,6 | -0,4 |

Третій період починається лужним металом Na. За ним розміщений другий типовий метал – Mg. Al проявляє амфотерні властивості. Від Na до Al металічні властивості слабшають. Елементи Si, P, S, Cl – неметали. Неметалічні властивості посилюються від Si до Cl. Хлор – типовий неметал. Період закінчується інертним елементом – Ar.

Такі зміни властивостей елементів спостерігаються в усіх періодах. У великих періодах металічні властивості послаблюються повільніше, ніж у малих. Це пояснюється тим, що великі періоди містять d- або f-елементи.

Отже, хімічні властивості елементів змінюються періодично зі зміною їхнього порядкового номера та будови зовнішніх енергетичних рівнів.

Розглянемо, як змінюються властивості в елементів головної підгрупи першої групи (IA-підгрупи) (табл. 12).

Елементи однієї підгрупи мають однакову будову зовнішнього енергетичного рівня та подібні хімічні властивості. У групі зі збільшенням заряду ядра зростає кількість енергетичних рівнів (їхнє число дорівнює номеру періоду), збільшуються атомні радіуси, але кількість електронів на останньому енергетичному рівні однакова. Водночас притягання зовнішніх електронів до ядра послаблюється, енергія іонізації зменшується. Тому в головних підгрупах зі збільшенням порядкового номера елемента їхні металічні властивості посилюються, а неметалічні – послаблюються.

Таблиця 12 – Деякі властивості елементів головної підгрупи першої групи

| Елементи | Номер періоду | Заряд ядра | Електронна конфігурація | Атомний радіус, нм | Енергія іонізації, еВ | Електро-негативність |
|----------|---------------|------------|--------------------------------------------------------------------|--------------------|-----------------------|----------------------|
| Li | II | +3 | $1s^2 2s^1$ | 0,155 | 5,39 | 1,0 |
| Na | III | +11 | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ | 0,189 | 5,14 | 0,9 |
| K | IV | +19 | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ | 0,236 | 4,34 | 0,8 |
| Rb | IV | +37 | $\dots 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$ | 0,248 | 4,18 | 0,8 |
| Cs | VI | +55 | $\dots 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s^1$ | 0,268 | 3,89 | 0,7 |
| Fr | VII | +81 | $\dots 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^6 7s^1$ | 0,280 | 3,83 | 0,8 |

Зміну властивостей елементів у періодах і групах схематично можна зобразити таблицею 13.

Таблиця 13 – Зміна властивостей елементів у періодичній системі

| Властивість | Зміни | |
|---------------------------------------------------------|----------------------|-----------------|
| | у головних підгрупах | у періодах |
| Порядковий номер елемента | збільшується ↓ | збільшується → |
| Заряд ядра | збільшується ↓ | збільшується → |
| Кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні | однакова | збільшується → |
| Кількість енергетичних рівнів | збільшується ↓ | однакова |
| Радіуси атомів | збільшується ↓ | зменшується → |
| Металічні властивості | посилюються ↓ | послаблюються → |
| Неметалічні властивості | послаблюються ↓ | посилюються → |
| Електро-негативність | зменшуються ↓ | збільшується → |

Отже, періодичне повторення однакових електронних конфігурацій зовнішнього енергетичного рівня зумовлює періодичні зміни властивостей елементів.

Значення періодичного закону і періодичної системи елементів Д. І. Менделєєва

Періодичний закон є одним з основних законів природи. Він показав взаємозв'язок хімічних елементів. Періодична система – це природна класифікація всіх хімічних елементів.

Важливе значення періодичного закону та періодичної системи полягає у передбаченні існування нових елементів. Закономірності періодичної зміни

властивостей елементів використовуються в сучасній хімії, різноманітних технологіях.

Контрольні питання

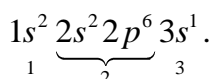
1. Які енергетичні рівні називаються завершеними?
2. Атоми яких елементів мають завершені енергетичні рівні?
3. Що таке енергія іонізації?
4. Що таке спорідненість з електроном?
5. Що таке електронегативність?
6. Як змінюються властивості елементів: а) у головних підгрупах; б) у періодах?
7. Чому властивості елементів змінюються періодично?

Завдання для самостійної роботи

1. Якими елементами починаються і закінчуються II–VI періоди періодичної системи:
 - а) лужні та інертні;
 - в) неметалічні та галогени;
 - б) лужноземельні та інертні;
 - г) лужні та галогени?
2. Як змінюються властивості під час збільшення порядкового номера елемента в головній підгрупі періодичної системи:
 - а) збільшується кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні;
 - б) зменшується радіус атома;
 - в) збільшується радіус атома;
 - г) зменшується кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні?
3. Дайте характеристику елементів: а) Na; б) P; в) Fe; г) Ca; д) C за місцем їхнього положення у періодичній системі. Використовуйте план:
 - положення елемента в періодичній системі (№ періоду, № групи, головна чи побічна підгрупа);
 - будова атома (заряд ядра атома, кількість електронів, протонів, нейтронів);
 - електронна будова атома (кількість енергетичних рівнів у атомі, кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні, чи завершений він);
 - характеристика елемента як простої речовини (метал чи неметал).

Зразок відповіді на завдання 3а

- 1) Na міститься у третьому періоді, першій групі, головній підгрупі;
- 2) заряд ядра Na дорівнює 11, $\bar{e} = 11$, протонів = 11, нейтронів $23 - 11 = 12$;
- 3) електронна конфігурація Na



В атома три енергетичних рівні, на зовнішньому енергетичному рівні один \bar{e} ; зовнішній енергетичний рівень незавершений;

- 4) Na – типовий метал.

§ 30. Хімічний зв'язок. Ковалентний зв'язок

Ключові слова та терміни

| Українські | Англійські | Французькі | Арабські |
|---------------------|-------------------------------------|------------------------|------------------------|
| Акцептор | acceptor | accepteur | القابل |
| Довжина зв'язку | bond distance, bond length | longueur de liaison | ترابط الطول |
| Між'ядерний | internuclear | internucléaire | بين النوى |
| Відштовхування | repulsion | répulsion | نفور |
| Перекривання | overshoot | chevauche | تداخل |
| Притягання | attraction | attraction | جاذبية |
| Віддалений | the farthest, the most distant | a distance | بعيد |
| Електрона оболонка | electron shell | enveloppe électronique | هالة الاكترون |
| Електрона хмара | electron cloud | nuage d'électrons | سحابة الكترون |
| Енергія зв'язку | bond(ing) energy | énergie de liaison | ترابط الطاقة |
| Донор | donor | donateur | المانح |
| Ковалентний зв'язок | covalent bond | liaison covalente | الرابطه التساهمية |
| Неподілений | unshared | solitaire | غير مشترك |
| З урахуванням | taking into account / consideration | en tenant compte | مع الأخذ الاعتبار بعين |
| Валентний кут | valence angle | angle de valence | التكافؤ زاوية |
| Кратність | multiplicity | multiplicité | تعددية |
| Спрямованість | directivity | directivité | الاتجاهية |
| Насиченість | saturability | saturabilité | |
| Полярність | polarity | polarité | قطبية |

Хімічний зв'язок – це взаємодія двох або декількох атомів, унаслідок якої утворюється хімічно стійка система (молекула, іон, радикал, кристал).

Розрізняють такі типи хімічного зв'язку: ковалентний, іонний, металічний, водневий зв'язок.

Ковалентний зв'язок утворюється між атомами елементів із близькими значеннями електронегативностей, тобто елементів однакової хімічної природи або подібних за хімічними властивостями.

Зв'язок атомів за допомогою загальних електронних пар називається **ковалентним** (рис. 14).

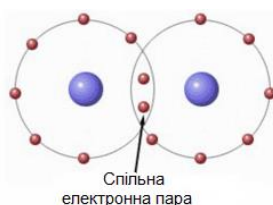


Рисунок 14 – Виникнення загальної електронної пари під час утворення ковалентного зв'язку

Графічно утворення ковалентних зв'язків зображують за допомогою крапок, що позначають зовнішні електрони атома. Наприклад, схематичне зображення ковалентних зв'язків у молекулах H_2 і F_2 з урахуванням електронної конфігурації елементів гідрогену ($\text{H}: 1s^1$) і фтору ($\text{F}: 2s^2 2p^5$) подано на рисунку 15.

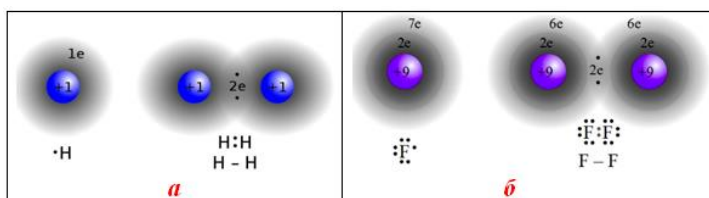


Рисунок 15 – Утворення ковалентного зв'язку завдяки спільній електронній парі в молекулах H_2 і F_2 . Знизу наведено графічне позначення зв'язку за допомогою точок і рисок

Перша квантово-механічна теорія ковалентного зв'язку називається методом валентних зв'язків (ВЗ).

Основні положення методу валентних зв'язків ВЗ стисло можна викласти так:

– кожна пара атомів у молекулі утримується разом завдяки одній або декільком загальним електронним парам, водночас **електронні орбіталі атомів перекриваються**;

– міцність зв'язку залежить від ступеня перекривання електронних орбіталей;

– **умовою утворення ковалентного зв'язку є антипаралельність спінів електронів** (рис. 16). Водночас виникає загальна електронна орбіталь із найбільшою електронною густиною в між'ядерному просторі, яка забезпечує притягування позитивно заряджених ядер один до одного. Основною ознакою ковалентного зв'язку є наявність загальної електронної пари, що належить обом хімічно зв'язаним атомам.

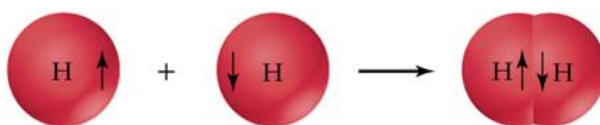


Рисунок 16 – Антинаправленість спінів електронів при перекриванні орбіталей – умова утворення ковалентного зв'язку

Виникнення загальної електронної пари може протікати за обмінним або донорно-акцепторним механізмом.

Обмінний механізм:

ковалентний зв'язок утворюють одноелектронні атомні орбіталі двох атомів. Кожен атом надає в загальне користування по одному електрону з антипаралельними спінами (рис. 17).

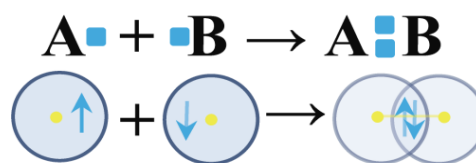


Рисунок 17 – Модель утворення ковалентного зв'язку за обмінним механізмом

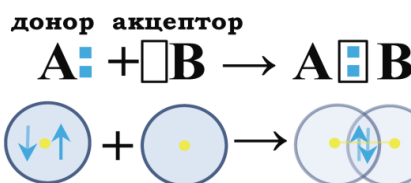


Рисунок 18 – Модель утворення ковалентного зв'язку за донорно-акцепторним механізмом

Донорно-акцепторний механізм:

ковалентний зв'язок утворюється під час взаємодії двох різних часток. Одна з них має незв'язувальну неподілену пару

електронів (тобто належить тільки даному атому), а в іншій частинці є вакантна орбіталь (рис. 18).

Частка, що дає для утворення ковалентного зв'язку свою **неподілену електронну пару**, називається **донором (А)**, а **частка з вільною орбітальною**, що **приймає** цю електронну пару, – **акцептором (В)**.

Механізм утворення ковалентного зв'язку завдяки двоелектронній хмарі одного атома і вакантній орбіталі іншого називається **донорно-акцепторним механізмом** (рис. 18, 19).

Ковалентний зв'язок характеризується такими властивостями: валентний кут, насичуваність, напрямленість, полярність та ін.

1. Валентний кут – це **кут між сусідніми осями зв'язків** (вісь зв'язку – умовна лінія, проведена через ядра хімічно з'єднаних атомів). Величина валентного кута залежить від природи орбіталей, типу гібридизації центрального атома, впливу неподілених електронних пар, які НЕ беруть участі в утворенні зв'язків (рис. 20).

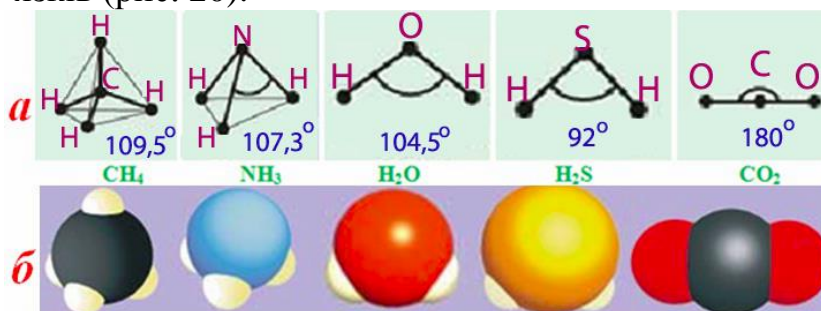


Рисунок 20 – Валентні кути в молекулах деяких сполук: а) геометрична форма молекул і розміри валентних кутів; б) масштабні моделі молекул

2. Насичуваність – це **здатність атома елемента утворювати з іншими атомами обмежене число ковалентних зв'язків**, яке визначається кількістю орбіталей, що беруть участь у виникненні цих зв'язків.

3. Напрямленість визначається розташуванням у просторі валентних орбіталей і забезпечує їхнє максимальне перекривання.

Електронні орбіталі мають різні форми та різну орієнтацію в просторі, тому їхнє взаємне перекривання може відбуватися різними способами. Залежно від цього розрізняють σ - і π -зв'язок.

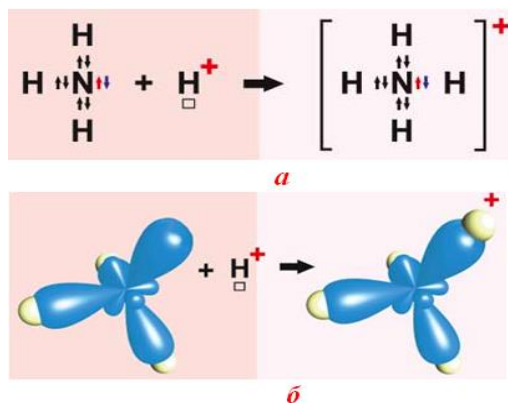


Рисунок 19 – Утворення донорно-акцепторного зв'язку в іоні амонію NH_4^+ : а) рівняння реакції за допомогою структурних формул; б) модель утворення NH_4^+ за донорно-акцепторним механізмом

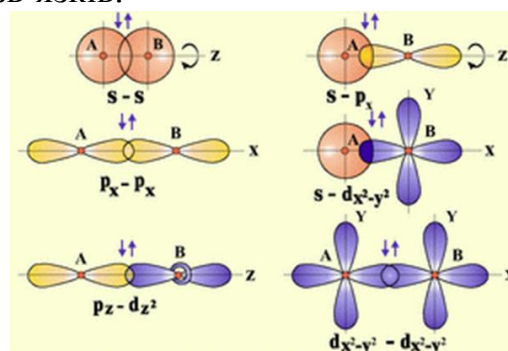


Рисунок 21 – Схеми утворення σ -зв'язків між умовними атомами А і В при перекриванні електронних орбіталей на вісі зв'язку

Сігма-зв'язок (σ -зв'язок) – це перекривання електронних орбіталей уздовж вісі зв'язку. σ -зв'язок може виникати під час перекривання двох s-орбіталей, однієї s- і однієї p-орбіталі, двох p-орбіталей або двох d-орбіталей (рис. 21). Сігма-зв'язок характеризується однією зоною перекривання електронних орбіталей, розташованої на осі зв'язку, цей зв'язок завжди одинарний, тобто утворений тільки однією електронною парою.

Пі-зв'язок (π -зв'язок) – це перекривання електронних орбіталей по обидва боки від осі зв'язку. (рис. 22).

π -зв'язок може утворитися при взаємодії двох паралельних p-орбіталей або двох d-орбіталей (рис. 23).

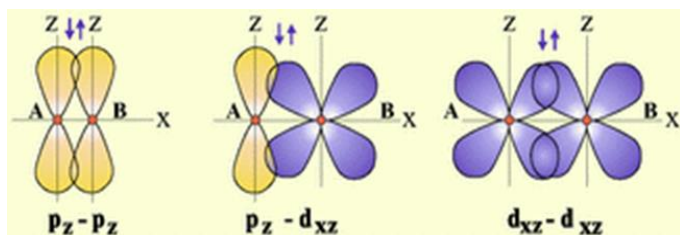


Рисунок 22 – Схеми утворення π -зв'язків між атомами А і В під час перекривання електронних орбіталей

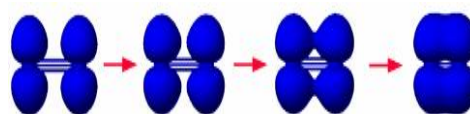


Рисунок 23 – Формування π -зв'язку при зближенні та перекриванні двох p_z орбіталей

3. Кратність визначається **числом загальних електронних пар**, які зв'язують атоми. Ковалентний зв'язок за кратністю може бути одинарним (простим), подвійним і потрійним.

Зв'язок, утворений однією загальною електронною парою, називається **одинарним** (простим), двома електронними парами – **подвійним**, трьома електронними парами – **потрійним**.

Одинарний зв'язок завжди є σ -зв'язком, подвійний – це сукупність σ - і π -зв'язків, а потрійний – сукупність однієї σ - і двох π -зв'язків. Так, у молекулі водню H_2 атоми зв'язані одинарним зв'язком (H–H), в молекулі азоту N_2 – потрійним (рис. 24).

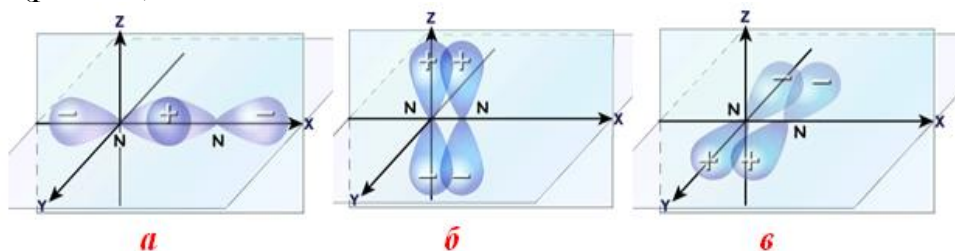


Рисунок 24 – Потрійний зв'язок у молекулі азоту N_2 ($N \equiv N$): а) утворення σ -зв'язку в разі перекривання p_x -орбіталей двох атомів N; б) утворення π -зв'язку в разі перекривання p_y -орбіталей двох атомів N; в) утворення π -зв'язку в разі перекривання p_z -орбіталей двох атомів N

4. Полярність. Електронна густина ковалентного зв'язку може по-різному розміщуватися в між'ядерному просторі. Ця властивість **обумовлена різною електронегативністю атомів**.

Розрізняють полярний і неполярний ковалентні зв'язки.

Неполярний, або гомеополарний, – зв’язок, за якого загальна електронна хмара розміщується симетрично щодо ядер з’єднаних атомів і однаковою мірою належить обом атомам. Молекули з таким типом зв’язку називаються неполярними, або гомоядерними (тобто складаються з атомів з однаковими ядрами). Неполярний зв’язок характерний, переважно, для простих речовин неметалів (H_2 , Cl_2 , N_2 тощо) або – рідше – для сполук, утворених атомами елементів із близькими значеннями електронегативностей, наприклад, кремній карбід SiC.

Полярним, або іонним, називається зв’язок, якщо загальна електронна хмара несиметрична і зміщена до одного з атомів.

Молекули з полярним зв’язком називаються полярними, або гетероядерними. У таких молекулах загальна електронна пара зміщена в сторону атома з більшою електро-негативністю. На такому атомі виникає надлишковий негативний заряд (δ^-), що називається **ефективним**. А на атомі з меншою електро-негативністю з’являється однаковий за величиною, але протилежний за знаком ефективний позитивний заряд (δ^+). наприклад, ефективний заряд на атомі Н у молекулі HCl $\delta_H = +0,17$, а на атомі Cl – $\delta_{Cl} = -0,17$ абсолютного заряду електрона (рис. 25).



Рисунок 25 – Полярність ковалентного зв’язку: а) неполярний зв’язок у гомоядерній молекулі Cl_2 ; б) полярний зв’язок у гетероядерній молекулі HCl

Контрольні питання

1. Назвіть основні положення методу валентних зв’язків (ВС).
2. Що є умовою утворення ковалентного зв’язку?
3. За яким механізмом може утворюватися ковалентний зв’язок?
4. Яка частка називається донором, а яка – акцептором? Наведіть приклади.
5. Дайте визначення таким поняттям: валентний кут, насичуваність, спрямованість, кратність, полярність.
6. Охарактеризуйте σ - і π - зв’язки. Який із них більш міцний?
7. Який зв’язок називається полярним, а який – неполярним?

Завдання для самостійної роботи

Запропоновані завдання мають по чотири варіанти відповідей, з яких правильних може бути декілька

1. За якого механізму хімічний зв’язок утворюється завдяки неподіленій парі одного атома і вакантній орбіталі іншого:
 - а) обмінного; б) донорно-акцепторного; в) умовного; г) тимчасового?
2. Як називається ковалентний зв’язок, утворений атомами одного елемента:
 - а) донорно-акцепторний; б) полярний; в) тимчасовий; г) неполярний?
3. Як називається ковалентний зв’язок, утворений атомами різних елементів, які суттєво відрізняються за своєю електронегативністю:
 - а) донорно-акцепторний; б) полярний; в) обмінний; г) неполярний?

4. Ковалентний зв'язок між атомами може утворитися:
 - а) завдяки неподіленій електронній парі одного і вакантній орбіталі іншого;
 - б) у разі взаємодії атомних ядер; в) завдяки загальним електронним парам;
 - г) під час взаємодії спарених електронів.
5. У якій сполуці між атомами утворюється ковалентний зв'язок за донорно-акцепторним механізмом: а) KCl; б) NH₄Cl; в) CCl₄; г) CO₂?
6. Атоми яких елементів є акцепторами електронної пари в разі утворення ковалентного зв'язку за донорно-акцепторним механізмом у іонах: AlCl₄⁻, BF₄⁻, NH₄⁺: а) Al, B, N; б) Cl, F, H; в) Al, B, H; г) Cl, B, N?
7. Як називається тип ковалентного зв'язку, коли максимальна електронна густина загальної електронної пари розташовується по обидва боки від осі зв'язку (бічне перекривання): а) σ (сигма); б) δ (дельта); в) π (Пі); г) τ (тау)?
8. Яка характеристика ковалентного зв'язку визначається як здатність атомів брати участь в утворенні обмеженої кількості зв'язків:
 - а) енергія зв'язку; б) насичуваність; в) спрямованість; г) кратність?
9. У молекулі якої речовини кратність зв'язку дорівнює трьом:
 - а) O₂; б) CO₂; в) N₂; г) H₂O?
10. У якій сполуці більше всього виражена полярність ковалентного зв'язку:
 - а) H₂S; б) Cl₂; в) PH₃; г) HCl?
11. Серед формул оберіть ту, що виражає склад полярної молекули:
 - а) CO₂; б) CCl₄; в) Cl₂; г) H₂S.
12. У молекулах яких речовин є неполярний ковалентний зв'язок:
 - а) N₂O, б) HCl, в) O₂, г) H₂?
13. У молекулах яких речовин є полярний ковалентний зв'язок:
 - а) H₂S; б) HBr; в) O₃; г) Cl₂?
14. Чому атом Карбону не може утворити більше чотирьох зв'язків? Яка властивість ковалентного зв'язку це обумовлює:
 - а) полярність; б) спрямованість; в) довжина зв'язку; г) насичуваність.
15. У молекулах яких речовин є кратний зв'язок:
 - а) H₂; б) Cl₂; в) N₂; г) CO₂?

§ 31. Гібридизація орбіталей

Ключові слова і терміни

| Українські | Англійські | Французькі | Арабські |
|--------------|-----------------------------|----------------|---------------|
| Гібридизація | hybridization | hybridization | تهجين |
| Орієнтація | orientation | orientation | اتجاه |
| Перерозподіл | redistribution, repartition | redistribution | إعادة التوزيع |

Гібридизація – це процес перерозподілу електронної густини у близьких за енергією орбіталей, унаслідок чого вони стають рівноцінними.

Основні положення теорії гібридизації

1. Унаслідок гібридизації змінюються форми й енергії орбіталей і виникають нові, гібридизовані орбіталі, які мають форму неправильної вісімки.
2. Число гібридизованих орбіталей дорівнює числу початкових орбіталей.
3. У гібридизації можуть брати участь орбіталі, які несуттєво відрізняються своїми енергіями, наприклад, s, p- і d-орбіталі зовнішнього енергетичного рівня.

- Гібридизовані орбіталі утворюють більш міцні зв'язки.
- Гібридизовані орбіталі розташовуються у просторі на максимальній відстані одна від одної.
- Тип гібридизації визначається типом і кількістю вихідних орбіталей. Це визначає розмір валентного кута, а також просторову конфігурацію молекул.

Таблиця 14 – Геометрична конфігурація молекул залежно від типу гібридизації центрального атома

| Тип гібридизації | Валентний кут | Геометрична конфігурація частинки | Приклади сполук |
|---------------------------------|--------------------------|-----------------------------------|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| sp | 180° | лінійна | $O = C = O$, $HC \equiv CH$, $BeCl_2$, $ZnCl_2$, $CoCl_2$, $HgCl_2$ |
| sp^2 | 120° | трикутна | BF_3 , NO_2^- BCl_3 , AlF_3 , атоми С у C_2H_4 , C_6H_6 |
| sp^3 | $109^\circ 28'$ | тетраедрична | CH_4 , NH_3 , H_2O атоми С в CCl_4 і в $C_n H_{2n+2}$, іони NH_4^+ , BH_4^- , BF_4^- , PO_4^{3-} , SO_4^{2-} , $FeCl_4^-$ |
| $sp^2 d$ або dsp^2 | 90° | квадратна | $[Ni(CN)_4]^{2-}$, $[PtCl_4]^{2-}$ |
| $sp^3 d$ або dsp^3 | 90° , 120° | тригональна біпіраміда | PCl_5 , SF_4 , XeF_2 |
| $sp^3 d^2$ або $d^2 sp^3$ | 90° | октаедрична | SF_6 , BrF_5 , XeF_4 $[Fe(CN)_6]^{3-}$, $[CoF_6]^{2-}$ |

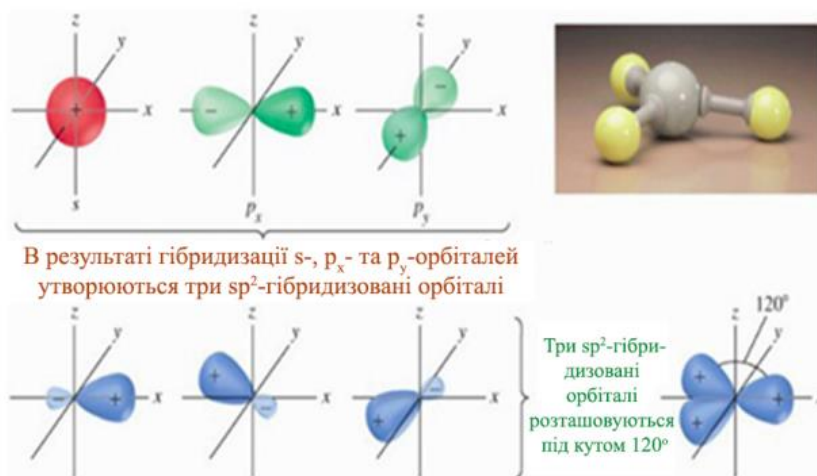


Рисунок 26 – Схема sp^2 -гібридизації

Контрольні питання

1. Що називають гібридизацією?
2. Яку форму набувають орбіталі внаслідок гібридизації?
3. Чому відбувається гібридизація атомних орбіталей?
4. Які орбіталі можуть брати участь у гібридизації?
5. Як розташовуються гібридизовані орбіталі?
6. Які типи гібридизації ви знаєте?
7. Від чого залежить розмір валентного кута і просторова конфігурація молекул?

Завдання для самостійної роботи

Запропоновані завдання мають по чотири варіанти відповідей, з яких правильних може бути кілька.

1. Оберіть форму гібридизованих орбіталей: а) сфера; б) правильна вісімка; в) неправильна вісімка; г) розетка.
2. Як змінюється енергія системи внаслідок гібридизації: а) НЕ змінюється; б) зменшується; в) різко збільшується; г) плавно збільшується?
3. Наявність чотирьох еквівалентних зв'язків С-Н в молекулі CH_4 пояснюється тим, що ... а) відбувається взаємне відштовхування чотирьох електронних пар; б) атом С знаходиться в sp^3 -гібридному стані; в) карбон в CH_4 чотиривалентний; г) атом С має два s- і два p-валентних електрона.
4. Які з орбіталей можуть брати участь у гібридизації: а) 2s і 3d; б) 3p і 4p; в) 3d і 4s; г) 3s і 4s?
5. У якій сполуці центральний атом перебуває у стані sp^2 -гібридизації: а) NH_3 ; б) $AlCl_3$; в) BF_3 ; г) $NaCl$?
6. Укажіть конфігурацію молекули за sp^3 -гібридизації центрального атома: а) лінійна; б) трикутна; в) тетраедрична; г) октаедрична.
7. Укажіть конфігурацію молекули за sp -гібридизації центрального атома: а) лінійна; б) трикутна; в) тетраедрична; г) октаедрична.
8. Укажіть конфігурацію молекули за sp^2 -гібридизації центрального атома: а) лінійна; б) трикутна; в) тетраедрична; г) октаедрична?
9. Чому дорівнює валентний кут sp^3 -гібридизації центрального атома: а) $109,5^\circ$; б) 180° ; в) 90° ; г) 60° ?
10. Чому дорівнює валентний кут sp -гібридизації центрального атома: а) $109,5^\circ$; б) 180° ; в) 90° ; г) 60° ?

11. Чому дорівнює валентний кут sp^2 -гібридизації центрального атома:
 - а) $109,5^\circ$;
 - б) 180° ;
 - в) 90° ;
 - г) 60° ?
12. Який тип гібридизації центрального атома в молекулах $AlCl_3$ і BCl_3 :
 - а) sp^3 ;
 - б) sp^2 ;
 - в) sp ;
 - г) sp^3d^2 ?
13. Який тип гібридизації центрального атома в молекулах NH_3 і CH_4 :
 - а) sp^3 ;
 - б) sp^2 ;
 - в) sp ;
 - г) sp^3d^2 ?
14. Який тип гібридизації центрального атома в молекулах CO_2 і $HC \equiv CH$:
 - а) sp^3 ;
 - б) sp^2 ;
 - в) sp ;
 - г) sp^3d^2 ?

§ 32. Іонний зв'язок

Іонний зв'язок утворюється під час взаємодії атомів елементів із протилежними хімічними властивостями (металів і неметалів). Умова утворення іонного зв'язку – суттєва відмінність електронегативностей ($\Delta\chi > 1,7$).

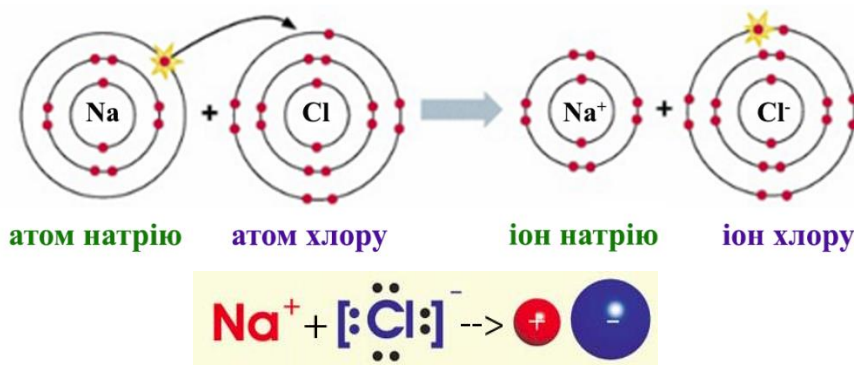


Рисунок 27 – Умовна модель утворення іонів Na^+ і Cl^- за допомогою повного передавання валентного електрона від атома натрію атому хлору

Іонний зв'язок – це зв'язок, що виникає під час **електростатичної взаємодії протилежно заряджених іонів**.

Наприклад, Na віддає один електрон і утворює катіон (позитивно заряджений іон). Cl забирає один електрон і утворює аніон (негативно заряджений іон).

Іонний зв'язок характеризується певними властивостями:

1. Ненаправленість – здатність кожного іона притягувати до себе іони протилежного знака в будь-якому напрямку.

Електричне поле іона має сферичну форму і зменшується за всіма напрямками рівномірно. Взаємодія між іонами здійснюється незалежно від напрямку. Наприклад, у NaCl іони натрію можуть взаємодіяти з іонами хлору в будь-якому напрямку, притягуючи певне їх число (рис. 28).

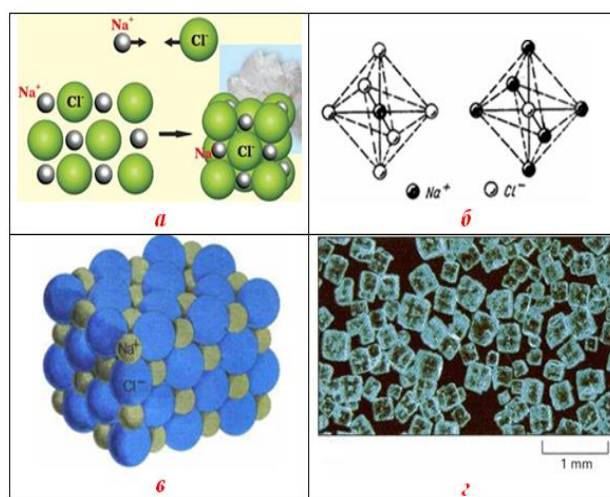


Рисунок 28 – Іонний зв'язок і структура натрій хлориду: а) електростатична взаємодія іонів Na^+ і Cl^- і формування кристалу; б) елементарні кристалічні ґратки з центральним іоном Na^+ (зліва) і Cl^- (праворуч); в) модель монокристалу NaCl; г) зовнішній вигляд кристаликів NaCl

2. Ненасичуваність – здатність іона приєднувати будь-яку кількість іонів протилежного знака. Кількість таких іонів обмежується лише їхніми геометричними розмірами і силами взаємного відштовхування однойменно заряджених іонів.

Контрольні питання

1. Що називається іонним зв'язком?
2. Як елементи відрізняються за електронегативністю під час утворенні іонного зв'язку?
3. Охарактеризуйте ненаправленість і ненасиченість іонного зв'язку.
4. Що спільного та чим відрізняється ковалентний полярний зв'язок від іонного зв'язку?

Завдання для самостійної роботи

Запропоновані завдання мають по чотири варіанти відповідей, з яких правильних може бути декілька.

1. Як називається зв'язок, утворений завдяки електростатичному тяжінню між різнойменно зарядженими частинками:
а) ковалентний полярний; б) іонний;
в) ковалентний неполярний; г) донорно-акцепторний?
2. Який процес відбувається під час утворення іонного зв'язку:
а) перерозподіл електронної густини між атомами;
б) передавання валентного електрона від одного атома іншому;
в) часткове зміщення електронної густини від одного атома іншому;
г) передавання неподіленої електронної пари від одного атома іншому?
3. Чим пояснюється відсутність напрямленості іонного зв'язку:
а) зв'язок, утворений під час перекривання негібридних орбіталей;
б) зв'язок, утворений у разі перекривання гібридних орбіталей;
в) електричне поле іона має сферичну симетрію, тому взаємодія між іонами відбувається за всіма напрямками;
г) загальна електронна пара розташовується на однаковій відстані від ядер атомів?
4. Оберіть твердження, які належать до іонного зв'язку:
а) зв'язок характеризується ненаправленістю та ненасичуваністю;
б) зв'язок утворюється завдяки загальній електронній парі;
в) загальна електронна пара частково зміщена до одного з атомів;
г) зв'язок утворюється між різнойменно зарядженими іонами.
5. Як пояснити ненасичуваність іонного зв'язку:
а) сполуки з іонним зв'язком мають високі температури кипіння та плавлення;
б) силове поле іона рівномірно розподіляється в просторі у всіх напрямках;
в) іони протилежних зарядів взаємно впливають один на одного;
г) кожен іон здатний надавати деформувальний вплив на електронну оболонку інших іонів?
6. Оберіть твердження, яке справедливе для іонного зв'язку:
а) однакові електронегативності елементів;
б) атоми елементів істотно відрізняються за величинами електронегативностей;
в) здійснюється між лужними металами і галогенами;
г) здійснюється між атомами неметалу і кисню.
7. У якій сполуці найбільш сильно виражений іонний характер зв'язку:
а) $\text{CCl}_4(\text{рід})$; б) $\text{SiO}_2(\text{тв})$; в) $\text{KCl}(\text{тв})$; г) $\text{NH}_3(\text{г})$?
8. У якій сполуці наявний іонний зв'язок:
а) PCl_3 ; б) SO_2 ; в) HCl ; г) NaI ?

9. У якій парі атомів проявляється найбільша тенденція до утворення іонного зв'язку:
 а) Cs і F; б) Cu і F; в) C і N; г) Li і Ca?
10. Який тип зв'язку у сполуках: NaF; KCl; CaCl₂:
 а) ковалентний полярний; б) іонний; в) ковалентний неполярний; г) металічний?

§ 33. Металічний зв'язок

Ключові слова і терміни

| Українські | Англійські | Французькі | Арабські |
|---------------------|---------------|-----------------------|-------------------|
| Металічний зв'язок | metallic bond | obligation métallique | روابط معدنية |
| Багатоцентровність | multiplehub | multi-centrique | متعدد المراكز |
| Багатоелектронність | manyelectrons | multi-électron | متعدد الالكترونات |
| Узагальненість | socialized | socialisé | اشترابية |

Атоми металів мають невелику кількість валентних електронів і низьку енергію іонізації. Ці електрони слабо зв'язані зі своїми ядрами і можуть легко відриватися від них. Валентні електрони становляться спільними для всього кристалу металу. Як результат, у кристалічній ґратці металу виникають позитивно заряджені іони металу та **електронний газ** – сукупність рухливих електронів, які вільно пересуваються по кристалу металу.

Металічним називається багатоцентровний зв'язок, який існує в металах і їхніх сплавах між позитивно зарядженими іонами та валентними електронами, що є спільними для всіх іонів і вільно пересуваються по кристалу.

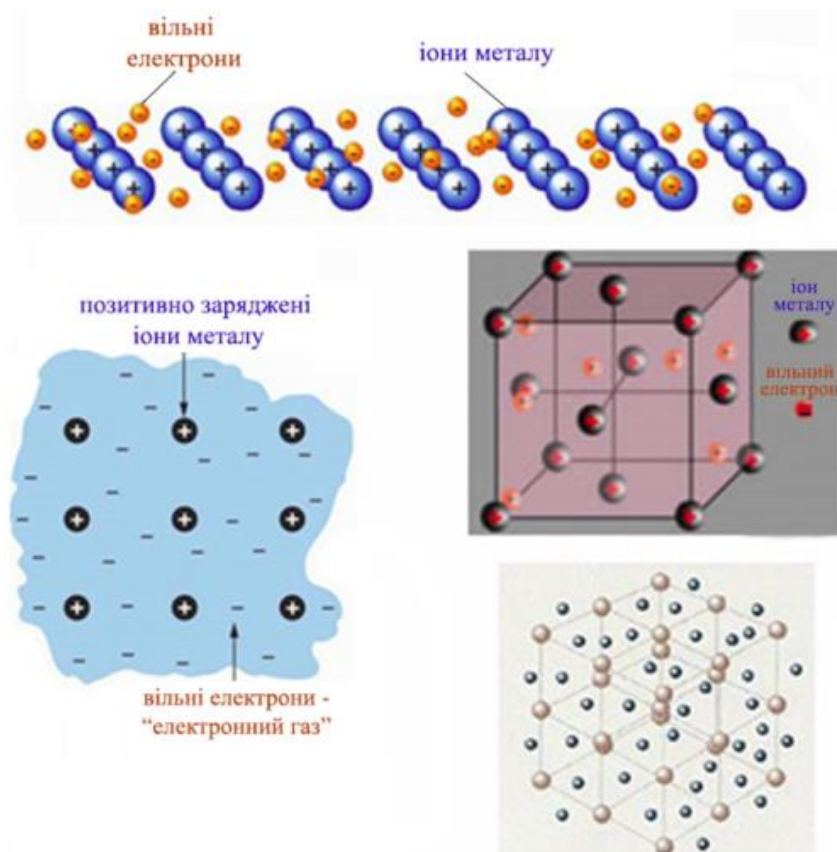


Рисунок 29 – Різновиди моделей металічного зв'язку

Просторова будова металів – це кристал, який можна уявити як клітку з позитивно зарядженими іонами у вузлах, занурену в негативно заряджений електронний газ (див. рис. 28). Усі атоми віддають свої валентні електрони на утворення електронного газу, що вільно переміщуються всередині кристалу, не порушуючи хімічного зв'язку.

Ознаками металічного зв'язку є такі характеристики:

1. Багатоелектронність, оскільки в утворенні металічного зв'язку беруть участь усі валентні електрони.

2. Багатоцентровість, або делокалізованість – зв'язок сполучає одночасно велику кількість атомів, що містяться у кристалі металу.

3. Ізотропність, або **ненапрявленість** – завдяки легкому неупорядкованому пересуванню електронного газу одночасно у всі боки металічний зв'язок є сферично симетричним.

Контрольні питання

1. Що називається металічним зв'язком?
2. Що таке електронний газ?
3. Що міститься у вузлах кристалічної ґратки металів?
4. Які властивості характерні для металічного зв'язку?
5. Яким речовинам притаманний металічний зв'язок?

Завдання для самостійної роботи

Запропоновані завдання мають по чотири варіанти відповідей, з яких правильних може бути кілька.

1. Як називають зв'язок, утворений завдяки узагальненим електронам, які вільно переміщуються між іонами, що містяться у вузлах кристалічної ґратки:
а) ковалентний; б) іонний; в) кристалічний; г) металічний?
2. Який процес відбувається під час утворення металічного зв'язку:
а) утворення спільної електронної пари; б) надання вільної орбіталі одного атома для неподіленої електронної пари іншого; в) електростатичне тяжіння протилежно заряджених частинок; г) узагальнення валентних електронів, які вільно переміщуються по кристалу?
3. Що є електронним газом:
а) сукупність рухомих електронів у кристалі металу, безпосередньо не пов'язаних із певним ядром; б) сукупність всіх електронів у кристалі металу; в) сукупність всіх електронів на електронній оболонці атома металу; г) електрони, які звільнюються внаслідок утворення будь-якого іона?
4. Чому металічний зв'язок є багатоцентрованим і багатоелектронним:
а) у металах відсутня напрямленість зв'язку, тому що валентні електрони розподілені рівномірно і є загальними для всіх центрів; б) металічний зв'язок має схожі ознаки і відмінності з ковалентним і іонним типами зв'язків; в) в утворенні металічного зв'язку беруть участь всі іони та атоми металу, розташовані у вузлах кристалічної ґратки, і всі узагальнені валентні електрони; г) особливості металічного зв'язку обумовлюють хімічні і фізичні властивості металів?
5. Яка властивість характерна як для металічного, так і для іонного зв'язку:
а) узагальнені електрони вільно переміщуються по кристалу; б) ненаправленість; в) наявність узагальнених електронів; г) узагальнені електрони належать одній парі атомів?

§ 34. Водневий зв'язок

Під час утворення ковалентного зв'язку між атомом гідрогену і атомом елемента з високою електронегативністю (F, O, N) сумісна електронна хмара зміщується в бік електронегативного атома, що супроводжується виникненням ефективного негативного заряду (δ^-) на цьому атомі і протонізацією атома H. Термін «**протонізація**» розуміють у тому сенсі, що в атомі гідрогену, який містить один протон у ядрі та єдиний електрон на електронній оболонці, у разі втрати цього електрона (чи сильному зміщенні вбік) фактично залишається одне ядро, тобто він перетворюється на протон.

Завдяки малому розміру H^+ і його високій поляризувальній здатності атом H однієї молекули може притягуватися до електронегативного атома сусідньої молекули і навіть впроваджуватися в його електронну оболонку. Це зумовлює виникнення водневого зв'язку.

Водневий зв'язок – це електростатична взаємодія між протонізованим атомом гідрогену однієї молекули і атомом електронегативного елемента, що має негативний ефективний заряд і входить до складу іншої молекули

Енергія водневого зв'язку становить 8–40 кДж/моль і за міцністю дещо перевищує енергію міжмолекулярної взаємодії, проте набагато менша за енергію ковалентного зв'язку. Енергія водневого зв'язку зменшується зі збільшенням температури, тому він більш характерний для речовин у твердому і рідкому станах, а в газах виявляється незначною мірою.

Асоціація молекул HF спричиняє аномально високі температури плавлення і кипіння порівняно з гідрогенвмісними сполуками інших елементів підгрупи VIIA (рис. 30). Те, що кислота HF, на відміну від HCl, HBr і HI, належить до слабких електролітів, також є результатом асоціації молекул HF у водневому розчині.

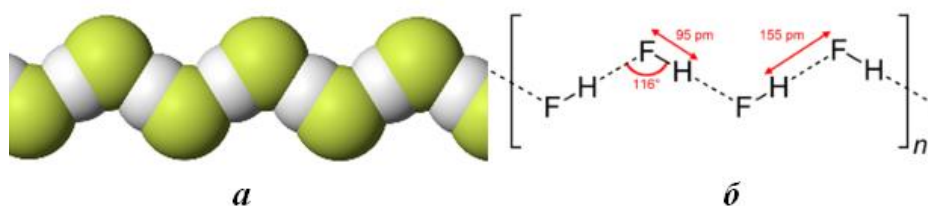


Рисунок 30 – Водневий зв'язок у HF:

а) молекулярна модель у вигляді зигзагоподібного ланцюга; б) структурна формула

Схожа картина спостерігається й серед сполук елементів VIA-підгрупи з гідрогеном (H_2O , H_2S), серед яких вода посідає особливе місце: вона характеризується аномально високими температурами плавлення і кипіння (рис. 31). Водневі зв'язки в ній утворюються завдяки взаємодії протонізованого атома H (δ^+) однієї молекули й атома O іншої молекули, на якому зосереджений частковий негативний заряд (δ^-).

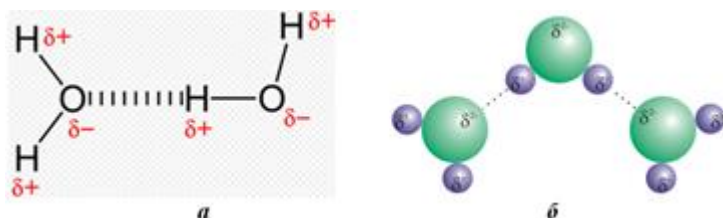


Рисунок 31 – Водневий зв'язок у H_2O : а) структурна формула; б) молекулярна модель

Водневий зв'язок поділяють на два типи:

– **міжмолекулярний** водневий зв'язок, який здійснюється між окремими молекулами, наприклад, H_2O , HF , $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, між молекулами води і спиртів чи органічних кислот;

– **внутрішньомолекулярний** водневий зв'язок, що виникає між атомами однієї великої молекули, наприклад, в іонах $[\text{HF}_2]^-$, $[\text{H}(\text{H}_2\text{O})_2]^+$ і в багатьох органічних сполуках – під час формування структур білків, полісахаридів, подвійної спіралі ДНК (α -спіралі, β -складки) тощо.

Водневий зв'язок відіграє важливу роль під час асоціації молекул, кристалізації, розчинення, утворення кристалогідратів, електролітичної дисоціації, у хімії органічних сполук, полімерів, білків. Водневі зв'язки помітно впливають на фізичні властивості води і багатьох органічних рідин (спиртів, карбонових кислот, амідів кислот, естерів).

Контрольні питання

1. Що називається водневим зв'язком?
2. Між атомами яких елементів виникає водневий зв'язок?
3. Як водневий зв'язок впливає на властивості речовин?

Завдання для самостійної роботи

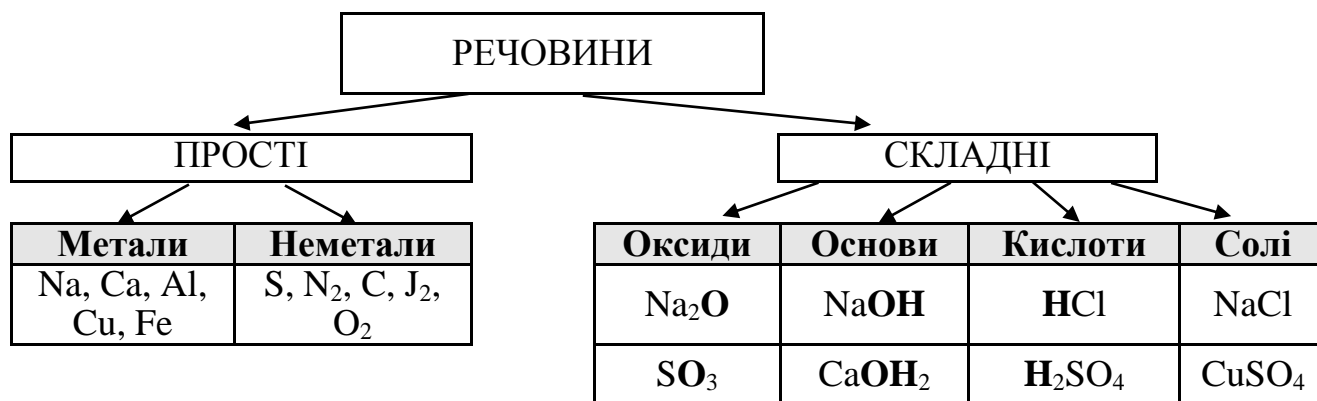
Запропоновані завдання мають по чотири варіанти відповідей, з яких правильних може бути кілька.

1. Як називається зв'язок, утворений завдяки електростатичній взаємодії між протонізованим атомом Н однієї молекули і атомом електронегативного елемента іншої молекули:
 - а) ковалентний; б) іонний; в) металічний; г) водневий?
2. Який зв'язок обумовлює аномально високу температуру кипіння води:
 - а) ковалентний; б) іонний; в) металічний; г) водневий?
3. Як змінюються температури кипіння зі зростанням молярної маси в ряду однотипних сполук: H_2O , H_2S , H_2Se , H_2Te :
 - а) плавно зростають; б) поступово знижуються; в) спочатку різко знижуються, а потім зростають; г) практично не змінюються?
4. Як змінюється енергія водневого зв'язку в ряду речовин: HF , H_2O , NH_3 , H_2S :
 - а) збільшується; б) зменшується; в) до NH_3 зменшується, а потім збільшується; г) до NH_3 збільшується, а потім зменшується?
5. Який хімічний зв'язок сприяє об'єднанню молекул в асоціати – димери, тримери тощо:
 - а) ковалентний; б) іонний; в) металічний; г) водневий?
6. Між молекулами яких сполук найбільш імовірно утворення водневих зв'язків:
 - а) PH_3 ; б) CH_4 ; в) H_2O ; г) CaH_2 ?

РОЗДІЛ 4. КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

§ 35. Класифікація неорганічних речовин. Оксиди

Неорганічні речовини діляться на прості та складні. Усі складні неорганічні сполуки діляться на класи: оксиди, основи, кислоти, амфотерні гідроксиди, солі.



Оксиди – це складні речовини, що складаються з двох елементів, один із яких **кисноген** у ступені окиснення -2 .

Загальна формула оксидів: E_xO_y , де E – елемент; x та y – індекси.

Класифікація оксидів

| | |
|---------------------|-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Несолетворні | не утворюють солей під час хімічних реакцій: CO, N ₂ O, NO |
| Солетворні | Основні це оксиди металів які проявляють невеликий ступінь окиснення $+1$ $+2$: Na ₂ O, MgO, CuO |
| | Амфотерні (звичайно для металів зі ступенем окиснення $+3$ $+4$): ZnO, Al ₂ O ₃ , Cr ₂ O ₃ , SnO ₂ |
| | Кислотні це оксиди неметалів і металів зі ступенем окиснення від $+5$ до $+7$: SO ₂ , SO ₃ , P ₂ O ₅ , Mn ₂ O ₇ , CrO ₃ |

Основним оксидам відповідають основи, кислотним – кислоти, амфотерним – кислоти і основи.

Номенклатура оксидів

Назва оксидів складається з трьох слів:

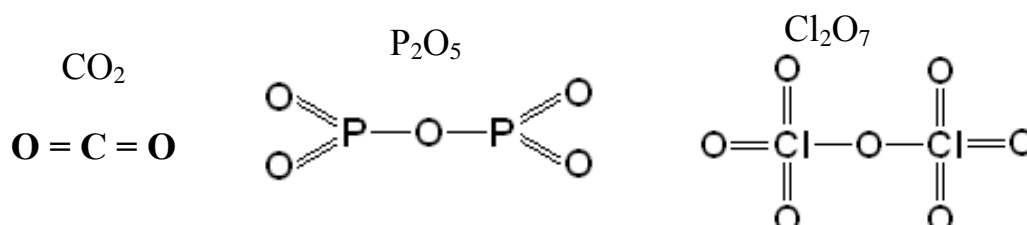
1. Українська назва елемента в називному відмінку.
2. Валентності елемента.
3. Слова «оксид». Наприклад: Fe₂O₃ – ферум (III) оксид
Mn₂O₇ – манган (VII) оксид

Графічні формули

Графічні формули показують порядок сполучення атома з іншими атомами в молекулі та валентність атомів.

Правила написання графічних формул:

1. Атом кисню завжди двовалентний (—O—).
2. Атоми кисню не з'єднуються один з одним, крім пероксидів H_2O_2 (H—O—O—H), BaO_2 .
3. Атоми одного елемента не з'єднуються один з одним.



Властивості оксидів

| Основні оксиди утворюють основи, а під час взаємодії з кислотами та кислотними оксидами утворюють катіони солей. Наприклад: K_2O , BaO , CrO | Кислотні оксиди утворюють кислоти, а під час взаємодії з основами та основними оксидами – аніони солей. Наприклад: CO_2 , SO_3 , Mn_2O_7 |
|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Фізичні властивості | |
| Це тверді речовини з високою температурою плавлення | За агрегатним станом поділяються на три групи: – газоподібні: CO_2 , SO_2 ; – рідкі: SO_3 , N_2O_3 , Cl_2O_7 ; – тверді: P_2O_5 , N_2O_5 . Усі кислотні оксиди розчиняються у воді, крім SiO_2 . Погано розчиняються CO_2 , SO_2 |
| Хімічні властивості | |
| 1) основний оксид + вода → основа (ЛУГ) $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH}$ $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$ $\text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$ – реакція не відбувається, оскільки CuO і Cu(OH)_2 не розчиняються у воді; 2) основний оксид + кислотний оксид → сіль $\text{MgO} + \text{SO}_3 \rightarrow \text{MgSO}_4$; 3) основний оксид + кислота → сіль + H_2O . $\text{K}_2\text{O} + 2\text{HNO}_3 \rightarrow 2\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ | 1) кислотний оксид + вода → кислота $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$ $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_3\text{PO}_4$ $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HNO}_3$, $\text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ – реакція не йде, оскільки SiO_2 і H_2SiO_3 не розчиняються у воді; 2) кислотний оксид + основний оксид → сіль $\text{SO}_3 + \text{CaO} \rightarrow \text{CaSO}_4$; 3) кислотний оксид + основа → сіль + H_2O . $\text{SiO}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ |

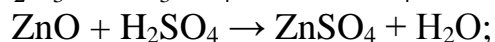
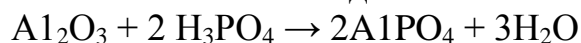
Амфотерні оксиди

Здатні проявляти властивості як основних, так і кислотних оксидів залежно від умов реакції. Амфотерним оксидам відповідають як основи, так і кислоти, вони утворюють катіони солей у реакціях із кислотами й аніони солей у реакціях із лугами.

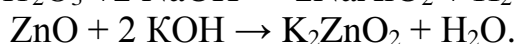
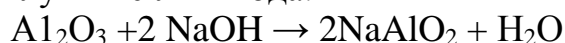
Амфотерні оксиди з водою не взаємодіють

Хімічні властивості

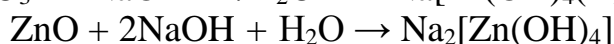
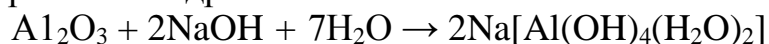
1) амфотерний оксид + кислота → сіль + вода.



2) амфотерний оксид + луг → сіль + вода.

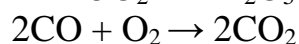
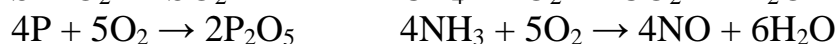


У розчинах утворюються гідроксокомплекси

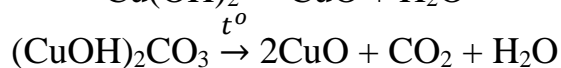
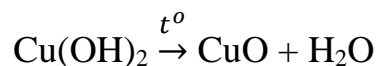


Одержання оксидів

1. Взаємодія простих і складних речовин із киснем:



2. Розкладання деяких кисневмісних речовин (основ, кислот, солей) під час нагрівання:



§ 36. Основи. Амфотерні гідроксиди

Основи – це складні речовини, які складаються з атома металу й однієї або кількох гідроксогруп. **Загальна формула основ – $\text{Me}^{+x}(\text{OH})_x$.**

Класифікація основ

1. За розчинністю у воді основи діляться на дві групи:

а) розчинні основи (луги):

NaOH , KOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$;

б) нерозчинні основи:

$\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_2$.

2. За хімічними властивостями основи діляться на:

а) основні

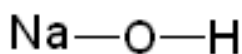
$\text{Ca}(\text{OH})_2$, NaOH ;

б) амфотерні

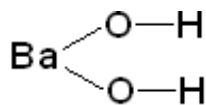
$\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$.

Графічні формули основ

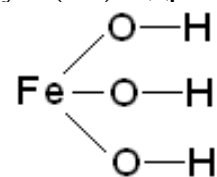
NaOH
натрій гідроксид



Ba(OH)₂
барій гідроксид



Fe(OH)₃
ферум (III) гідроксид



Номенклатура основ

НАЗВА ОСНОВ складається з трьох слів:

1. Українська назва елемента в називному відмінку.

2. Валентності елемента.

3. Слова «гідроксид». Наприклад: Fe(OH)₃ – ферум (III) гідроксид;
NaOH – натрій гідроксид.

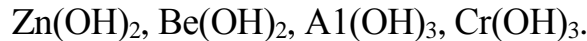
Фізичні властивості: усі основи – тверді речовини (за винятком рідкого NH₄OH). Мають різний колір і різну розчинність у воді.

Хімічні властивості основ

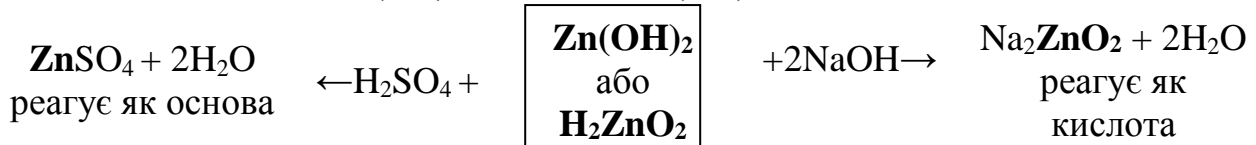
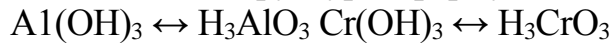
| Луги | Нерозчинні основи |
|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| 1. Дія на індикатори Змінюють колір індикаторів | |
| лакмус → синій метилоранж → жовтий фенолфталеїн → малиновий | — |
| 2. Взаємодія з кислотними оксидами: Основа + кислотний оксид → сіль + H ₂ O | |
| 2KOH + CO ₂ → K ₂ CO ₃ + H ₂ O KOH + CO ₂ → KHCO ₃ | — |
| 3. Взаємодія з кислотами (реакція НЕЙТРАЛІЗАЦІЇ) Основа + кислота → сіль + вода | |
| NaOH + HNO ₃ → NaNO ₃ + H ₂ O | Cu(OH) ₂ + 2HCl → CuCl ₂ + 2H ₂ O |
| 4. Обмінна реакція із солями Луг + сіль → сіль + основа | |
| Ba(OH) ₂ + K ₂ SO ₄ → 2KOH + BaSO ₄ ↓ 3KOH + Fe(NO ₃) ₃ → Fe(OH) ₃ ↓ + 3KNO ₃ | — |
| 5. Термічний розпад Основа → оксид + H ₂ O | |
| — | Cu(OH) ₂ → CuO + H ₂ O 2Fe(OH) ₃ → Fe ₂ O ₃ + 3H ₂ O |

Амфотерні гідроксиди

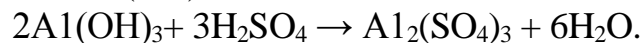
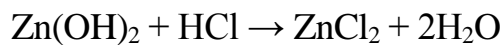
Амфотерні гідроксиди – це гідроксиди, які залежно від умов проявляють властивості КИСЛОТ або ОСНОВ



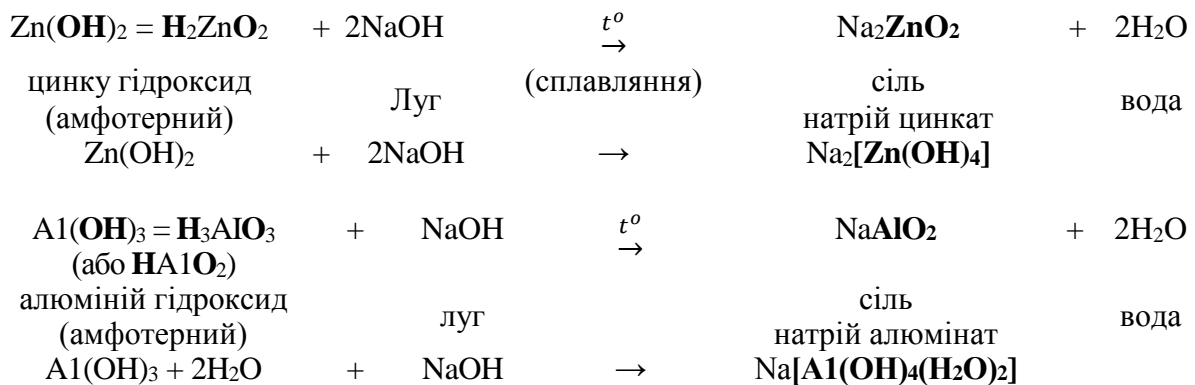
Амфотерні гідроксиди здатні віддавати в реакціях з іншими сполуками як йони гідрогену (H^+), так і гідрокси-групи (OH^-):



Під час взаємодії з кислотами амфотерні гідроксиди проявляють властивості ОСНОВ і утворюють катіони солей

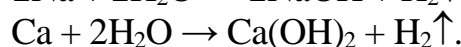
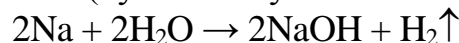


Під час взаємодії з лугами амфотерні гідроксиди проявляють властивості КИСЛОТ і утворюють аніони солей

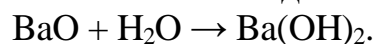


Одержання гідроксидів

1. Реакції активних металів (лужних і лужноземельних металів) з водою



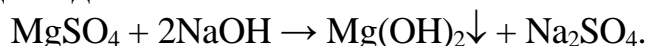
2. Взаємодія оксидів активних металів з водою



3. Електроліз водних розчинів солей



4. Нерозчинні у воді гідроксиди одержують реакцією обміну – дією лугу на водні розчини відповідних солей



§ 37. Кислоти

Усі кислоти, незалежно від їхнього походження, об'єднує загальна властивість – вони містять реакційноздатні атоми гідрогену.

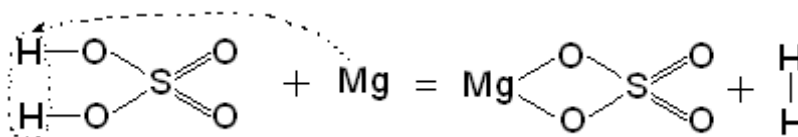
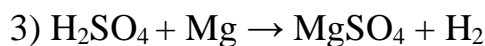
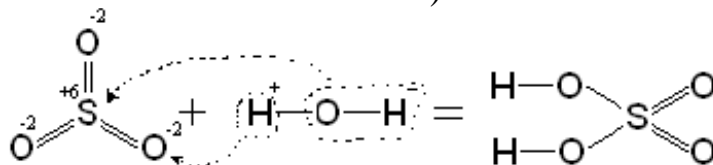
Кислоти – це складні речовини, які складаються з катіонів гідрогену, здатних заміщуватися на метал, і аніонів кислотного залишку. (З погляду теорії електролітичної дисоціації: кислоти – електроліти, які під час дисоціації як катіони утворюють тільки H^+).

Загальна формула кислот – $H^+ \text{Аніон}^-$

На прикладі сульфатної кислоти розглянемо її утворення з кислотного оксиду SO_3 (1), а потім реакцію сірчаної кислоти з магнієм (2). Валентності всіх елементів, що беруть участь у реакції, нам відомі, тому напишемо сполуки у вигляді структурних формул



2)



Ці приклади дозволяють легко побачити зв'язок між кислотним оксидом SO_3 , кислотою H_2SO_4 і сіллю $MgSO_4$. Одне «народжується» з іншого, причому атом сірки і атоми кисню переходять із сполук одного класу (кислотний оксид) в сполуки інших класів (кислота, сіль).

Класифікація кислот

1) за характером аніону кислоти діляться на:

а) **безкисневі**: HCl , H_2S , HCN ;

б) **кисневмісні**: H_2SO_4 , HNO_3 , H_3PO_4 , H_2CO_3 .

Кожній кисневмісній кислоті відповідає оксид (ангідрид кислоти).

Наприклад: $HNO_3 \rightarrow N_2O_5$, $H_2SO_4 \rightarrow SO_3$;

2) за основністю (кількістю атомів водню, які заміщуються на метал) кислоти діляться на:

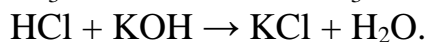
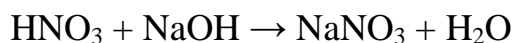
а) **одноосновні** HNO_3 , HCl , HBr ;

б) **двохосновні** H_2SO_4 , H_2CO_3 , H_2S ;

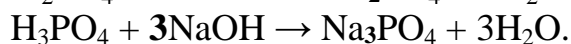
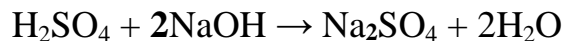
в) **трьохосновні** H_3PO_4 , H_3BO_3 ;

г) **чотирьохосновні** $H_4P_2O_7$.

Термін «одноосновна кислота» виник тому, що для **нейтралізації** однієї молекули такої кислоти потрібна «одна основа», тобто одна молекула якої-небудь найпростішої основи типу $NaOH$ або KOH



Двохосновна кислота вимагає для своєї нейтралізації вже «дві основи», а трьохосновні – «три основи»



Номенклатура кислот

1. Назва **безкисневих** кислот складається з

української назви елемента + «О» + слово «водень»,

а в кислотному залишку – латинської назва елемента + суфікс «ИД (ІД)»

HCl – хлорОводень

Cl^- – хлорИД

H_2S – сіркОводень

S^{2-} – сульфИД.

2. Назва **кисневмісної** кислоти залежить від ступеня окиснення центрального атома.

Якщо ступінь окиснення максимальний, у назві кислоти закінчення – «-на», а в назві кислотного залишку – «-АТ».

$\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$ – сірчана

SO_4^{2-} – сульфАТ

HNO_3 – азотна

NO^{-3} – нітрАТ.

Якщо ступінь окиснення елемента проміжний – в кислоті закінчення – «-иста», в кислотному залишку – «-ИТ(-ІТ)».

$\text{H}_2\text{S}^{4+}\text{O}_3$ – сірчиста

SO^{-2} – сульфИТ

HNO_2 – азотиста

NO^{-2} – нітрИТ

$\text{H}_3\text{P}^{+3}\text{O}_3$ – фосфориста

HPO_3^{2-} – гідрогенфосфИТ.

Номенклатура кислот

Безкисневі

HCl – хлороводнева (хлоридна, соляна)

одноосновна

Назва солі

хлорид

HBr – бромоводнева (бромідна)

одноосновна

бромід

HI – йодоводнева (йодидна)

одноосновна

йодид

HF – фтороводнева (плавикова, фторидна)

одноосновна

фторид

H_2S – сірководнева (сульфідна)

двохосновна

сульфід

Кисневмісні

HNO_3 – нітратна (азотна)

одноосновна

нітрат

HNO_2 – нітритна (азотиста)

одноосновна

нітрит

H_2SO_3 – сульфитна (сірчиста)

двохосновна

сульфіт

H_2SO_4 – сульфатна (сірчана)

двохосновна

сульфат

H_2CO_3 – карбонатна (вугільна)

двохосновна

карбонат

H_2SiO_3 – силікатна (кремнієва)

двохосновна

силікат

H_3PO_4 – ортофосфатна (фосфорна)

трьохосновна

ортофосфат

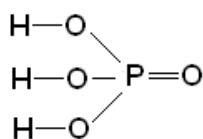
H_3BO_3 – ортоборна (боратна)

трьохосновна

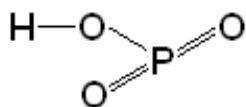
борат

Графічні формули деяких кислот

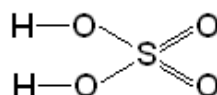
H_3PO_4
Ортофосфатна
кислота



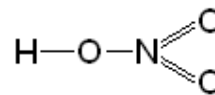
HPO_3
Метафосфатна
кислота



H_2SO_4
Сульфатна
кислота



HNO_3
Нітратна кислота



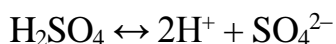
Фізичні властивості

Кислоти – це рідкі (H_2SO_4 , HNO_3) або тверді (H_3PO_4 , H_3BO_3) речовини. Добре розчинні у воді (крім H_2SiO_3). Розчини кислот мають кислий смак, $\text{pH} < 7$, проводять електричний струм.

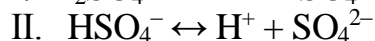
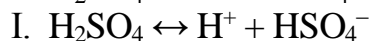
Такі кислоти, як оцтова (міститься в столовому оцті), яблучна, лимонна, аскорбінова (вітамін С), щавлева і деякі інші (містяться в рослинах) знайомі вам саме своїм кислим смаком.

Хімічні властивості кислот

1. Дисоціація кислот:



Ступенева дисоціація:



Розчини кислот змінюють колір індикаторів ($\text{pH} < 7$)

індикатор
колір

лакмус
червоний

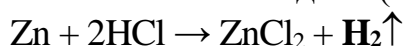
метилоранж
рожевий

фенолфталеїн
безбарвний

Індикатор – хімічна речовина, яка змінює забарвлення залежно від кислотності (pH) середовища.

2. Кислоти взаємодіють із металами

Кислота + метал \rightarrow сіль + водень (крім HNO_3)



(крім HNO_3) $\text{HNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$.

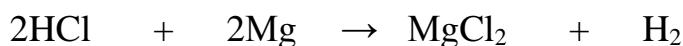
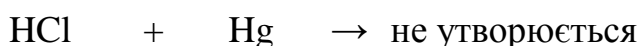
Водень із кислот витісняють тільки ті метали, які в ряді активності стоять зліва від водню (див. ряд активності металів – табл. 15):

1) метал повинен бути активним (сильним) щодо до кислот. Наприклад, золото (Au), срібло (Ag), ртуть (Hg) та деякі інші метали з кислотами **не реагують**. Такі метали, як кальцій (Ca), цинк (Zn), навпаки, **реагують дуже активно** з виділенням газоподібного водню і великої кількості тепла.

кислота

метал

сіль



За реакційною здатністю щодо кислот усі метали стоять у **РЯДІ АКТИВНОСТІ МЕТАЛІВ** (див. табл. 15). Зліва розташовані найактивніші

метали, справа – неактивні. Чим лівіше розташований метал у ряді активності, тим інтенсивніше він взаємодіє з кислотами.

Таблиця 15 – Ряд активності металів

| Метали, які витісняють водень із кислот | Метали, які НЕ витісняють водень із кислот |
|---------------------------------------------------------------------|---------------------------------------------|
| Li До Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Ni Sn Pb (H) ← найактивніші метали | (H) Cu Hg Ag Pt Au найінертніші метали → |

2) кислота повинна бути досить сильною, щоб реагувати навіть із металом із лівої частини таблиці 15. Під силою кислоти йдеться про її здатність віддавати іони H^+ .

Наприклад, кислоти рослин (яблучна, лимонна, щавлева та ін.) є СЛАБКИМИ кислотами і дуже повільно реагують із такими металами, як цинк Zn, хром Cr, залізо Fe, нікель Ni, олово Sn, свинець Pb, (хоча з основами і оксидами металів вони здатні реагувати).

З іншого боку, такі СИЛЬНІ кислоти як сірчана (H_2SO_4) або соляна (хлороводнева) (HCl) здатні реагувати зі всіма металами з лівої частини таблиці 15.

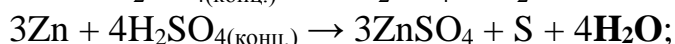
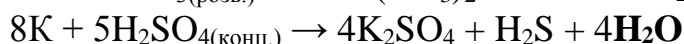
У зв'язку з цим існує ще одна класифікація кислот – за силою. У таблиці 16 у кожній із колонок сила кислот зменшується зверху вниз.

Таблиця 16 – Класифікація кислот на сильні та слабкі

| СИЛЬНІ ($\alpha > 3 \%$) | СЛАБКІ ($\alpha < 3 \%$) |
|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| HI – йодоводнева HBr – бромоводнева HCl – хлороводнева H_2SO_4 – сульфатна (сірчана) HNO_3 – нітратна (азотна) $HClO_4$ – хлорна $HMnO_4$ – марганцева $H_2Cr_2O_4$ – хромова | HF – фтороводнева H_3PO_4 – фосфорна H_2SO_3 – сульфитна (сірчиста) H_2S – сірководнева (сульфідна) H_2CO_3 – карбонатна (вугільна) H_2SiO_3 – кремнієва CH_3COOH – ацетатна кислота HNO_2 – нітритна HCN – синільна H_3BO_3 – борна |

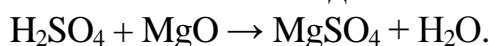
Особливими є КИСЛОТИ-ОКИСНИКИ – нітратна (HNO_3) та сульфатна (H_2SO_4).

Під час взаємодії металів з нітратною (азотною) кислотою і сульфатною водень не виділяється. Це пов'язано з тим, що нітратна кислота містить у своїй молекулі сильний окисник – нітроген у ступені окиснення +5. Тому з металами насамперед реагує більш активний окисник N^{+5} , а не H^+ , як в інших кислотах.



3) кислоти взаємодіють з основними оксидами.

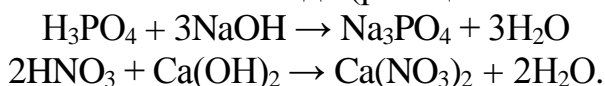
Кислота + основний оксид → сіль + вода



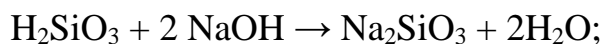
Оскільки основні оксиди – найближчі родичі основ – з ними кислоти також вступають у реакції НЕЙТРАЛІЗАЦІЇ. Як і в разі реакцій з основами, з основними оксидами кислоти утворюють сіль і воду. Сіль містить кислотний залишок тієї кислоти, яка використовувалася в реакції нейтралізації;

4) кислоти взаємодіють з основами.

Кислота + основа → сіль + вода (реакція НЕЙТРАЛІЗАЦІЇ)

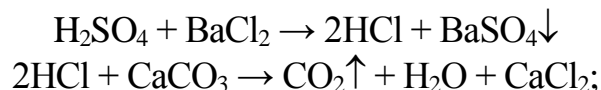


Для реакцій нейтралізації достатньо, щоб хоча б одна з реагуючих речовин була розчинна у воді. Оскільки практично всі кислоти є розчинними у воді, вони вступають в реакції нейтралізації не тільки з розчинними, але і з нерозчинними основами. Винятком є кремнієва кислота, яка погано розчинна у воді й тому може реагувати тільки з розчинними основами, такими як NaOH та KOH:



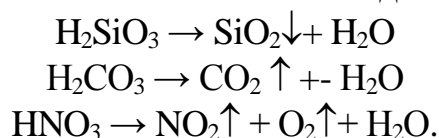
5) кислоти взаємодіють з солями, якщо утворюється осад (↓) або газ (↑):

Кислота 1 + сіль 1 → кислота 2 + сіль 2



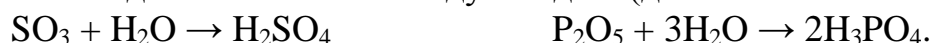
б) деякі кислоти розкладаються під час нагрівання:

Кислота → кислотний оксид + вода



Одержання кислот

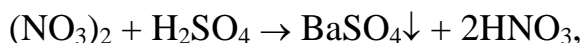
1. Взаємодія кислотного оксиду з водою (для кисневмісних кислот)



2. Взаємодія водню з неметалами та подальше розчинення отриманого продукту в воді (для безкисневих кислот)

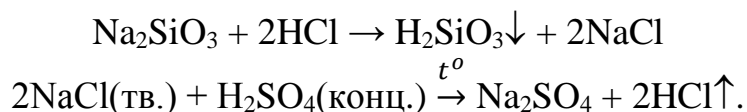


3. Реакція обміну солі з кислотою



зокрема, витіснення слабких, летких або малорозчинних кислот

із солей більш сильними кислотами



§ 38. Солі

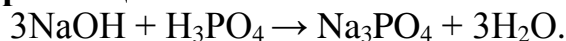
Солі – це складні речовини, які складаються з катіонів металу та аніонів кислотного залишку. Солі – це продукти реакції **нейтралізації** основи кислотою.

Загальна формула солей – Me^+Anion^-

Класифікація солей

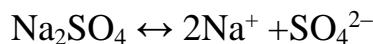
| | | | |
|------|--------------------------|-----------------------------------------------------|---------------------------------|
| СОЛІ | нормальні (середні) | BaSO ₄ , | Na ₃ PO ₄ |
| | кислі | Cu(HCO ₃) ₂ , | KH ₂ PO ₄ |
| | гідроксо­со­лі (основні) | Mg(OH) ₂ S, | Fe(OH)F |
| | подвійні | LiAl(SO ₄) ₂ , | NaK(CO ₃) |
| | змішані | Ca ₂ (PO ₄)F, | Zn(NO ₃)Cl |
| | комплексні | [Ag(NH ₃) ₂]NO ₃ | |

1. Нормальні (середні) солі: NaCl, CaCO₃, Mg(NO₃)₂, Ca₃(PO₄)₂ – це продукти **повної нейтралізації** кислоти **основою**

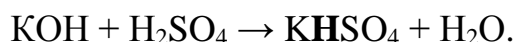


натрій ортофосфат

Під час дисоціації утворюють **лише катіони металу** (або NH₄⁺) та аніони кислотного залишку



2. Кислі солі: NaHCO₃, Mg(HS)₂, KH₂PO₄ – це продукти **неповної нейтралізації** багатоосновної кислоти **основою**

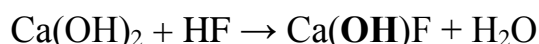


калій гідрогенсульфат

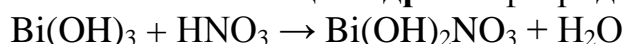
При дисоціації утворюють катіони металу (або NH₄⁺), іони гідрогену та аніони кислотного залишку



3. Основні солі (гідроксо­со­лі): CuOHCl, FeOH­SO₄ – це продукти **неповного заміщення** (неповної нейтралізації) групи **ОН⁻** відповідної основи на кислотний залишок багатокисlotної основи **кислотою**



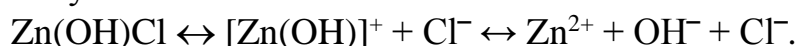
кальцій гідроксофторид



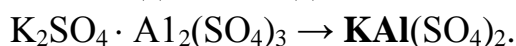
бісмут (III) дигідроксонітрат

Бісмут (III) дигідроксонітрат – застосовується в гастроентерології для лікування шлунка.

Під час дисоціації утворюють катіони металу, гідроксид-іони **ОН⁻** і аніони кислотного залишку

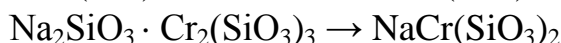


4. Подвійні солі: містять два **різні катіони** та один вид аніона – це продукти нейтралізації одного виду кислоти **двома видами основ**



калій алюміній сульфат

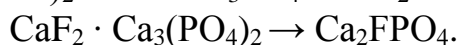
Калій алюміній сульфат – застосовується в дерматології як підсушувальний засіб.



натрій хром (III) силікат

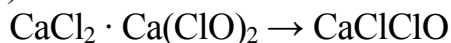


5. Змішані солі: містять **різні аніони** та один вид катіона – це продукти нейтралізації однієї основи двома кислотами.



кальцій фторид ортофосфат

кальцій фторид ортофосфат – входить до складу зубної емалі.



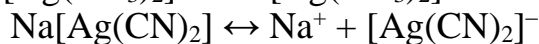
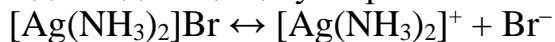
кальцій хлорид гіпохлорит

кальцій хлорид гіпохлорит – хлорне вапно застосовується для дезінфекції приміщень і посуду.

6. Комплексні солі – це речовини, до складу яких входять складні катіони або аніони:

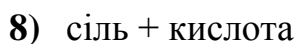
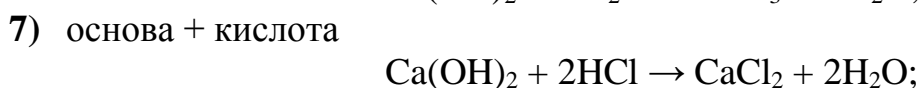
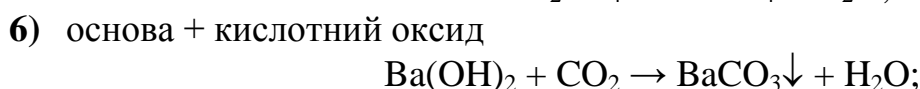
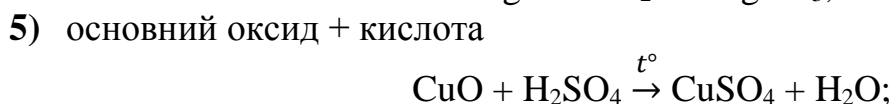
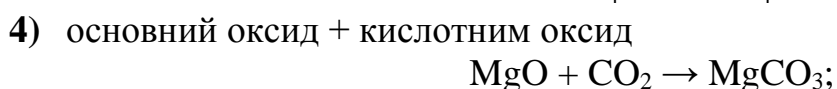
– речовини, які містять комплексні іони;

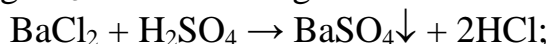
– електроліти, які під час дисоціації утворюють комплексні іони



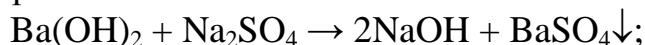
Одержання солей

Більшість способів добування солей мають в основі взаємодію речовин із протилежними властивостями:

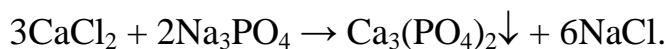




9) розчин основи + розчин солі



10) розчини двох солей



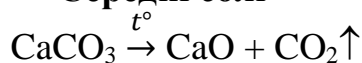
Фізичні властивості

Усі солі – тверді кристалічні речовини. Вони мають різний колір і різну розчинність у воді (див. таблицю розчинності).

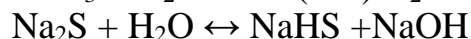
Хімічні властивості

Середні солі

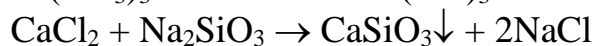
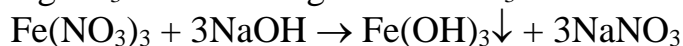
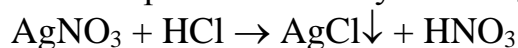
1. Термічний розклад:



2. Гідроліз:



3. Реакції обміну з кислотами, основами та іншими солями (тільки якщо утворюється нерозчинна сполука – осад).



4. Окисно-відновні реакції, обумовленні властивостями катіона або аніона.

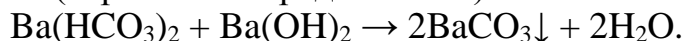


Кислі солі

1. Термічний розклад з утворенням середньої солі



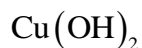
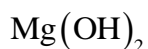
2. Взаємодія з лугом (отримання середньої солі)



Основні солі

Основні солі – це речовини, до складу яких входять катіони металу та два різновиди аніонів – аніони кислоти та гідроксид-іони. Наприклад:

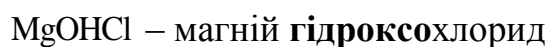
Основа



Середня сіль



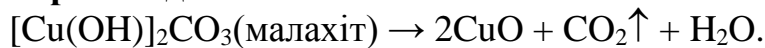
Основна сіль



| Катіон основної солі | Кислотний залишок | Основна сіль |
|----------------------------------|-------------------|-------------------------------------------------------|
| MgOH ⁺ | Cl ⁻ | MgOHCl |
| Fe(OH) ²⁺ | Cl ⁻ | FeOHCl ₂ ферум (III) гідроксохлорид |
| Fe(OH) ₂ ⁺ | Cl ⁻ | Fe(OH) ₂ Cl – ферум (III) дигідроксохлорид |

У молекулах однокислотних основ (NaOH, KOH та ін.) є тільки один гідроксид-іон, тобто його не можна замінити частково. Тому такі основи основних солей не утворюють.

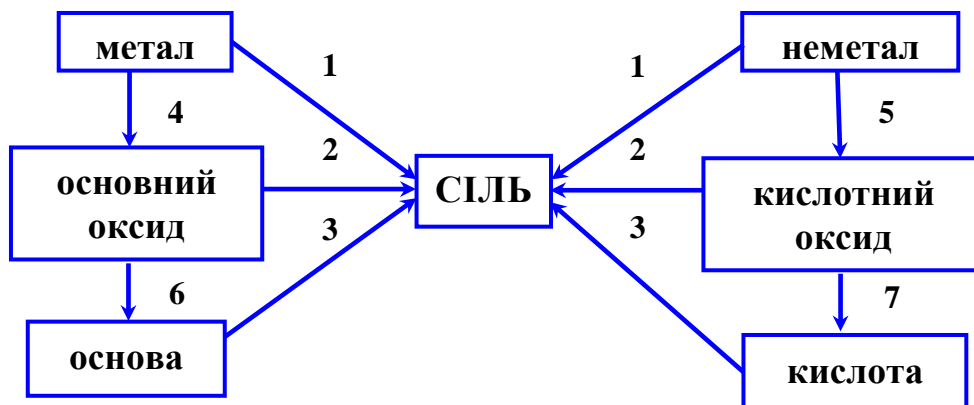
1. Термічний розклад



2. Взаємодія з кислотою – утворення середньої солі

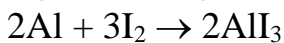
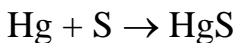


§ 39. Генетичний зв'язок між різними класами неорганічних сполук

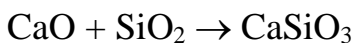
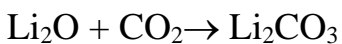


Приклади:

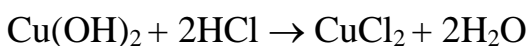
метал + неметал → сіль



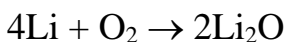
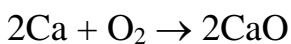
основний оксид + кислотний оксид → сіль



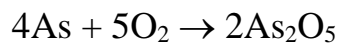
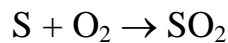
основа + кислота → сіль



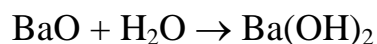
метал → основний оксид



неметал → кислотний оксид



основний оксид → основа



кислотний оксид → кислота



Приклади завдань до теми

Приклад 1. Визначити належність до певної групи чи підгрупи таких оксидів: а) барій оксид; б) карбон (II) оксид; в) ванадій (V) оксид; г) кобальт (III) оксид; д) йод (V) оксид.

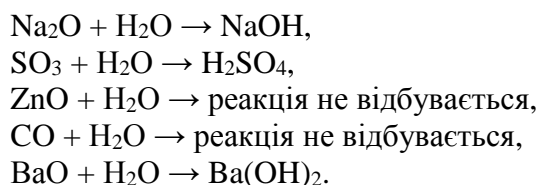
Розв'язок: а) барій є типовим металом, виявляє валентність II. На підставі класифікації оксидів, стверджуємо, що BaO – основний оксид; б) карбон – неметал, а оксиди неметалів можуть бути або кислотними, або несолетворними. Оксид CO саме входить до переліку несолетворних; в) ванадій розміщується в побічній підгрупі періодичної системи елементів Менделєєва, отже, він є металом. Однак, якщо валентність металу V і вище, то його оксид кислотний, тобто V₂O₅ – кислотний оксид; г) кобальт – метал, що зрозуміло навіть без періодичної таблиці. За схемою відшукуємо: якщо валентність металу дорівнює III і IV, то він виявляє амфотерні властивості. Отже, найімовірніше, Co₂O₃ – амфотерний оксид; д) йод – типовий неметал, тому, перевіривши за переліком несолетворних оксидів, у яких I₂O₅ відсутній, доходимо висновку, що I₂O₅ – кислотний оксид.

Приклад 2. Серед оксидів – SO₃, P₂O₅, CO, MgO, CrO₃, CrO, Cr₂O₃, SiO₂ – зазначте ангідриди кислот і наведіть їхні формули.

Розв'язок: ангідридами називаються кислотні оксиди, яким відповідає оксигеновмісна кислота, що містить центральний атом у тій самій валентності, що й в оксиді. Кислотними оксидами серед запропонованого ряду є ті, що мають як центральний атом атоми неметалів чи металів із досить високою валентністю. До таких належать: сульфур (VI) оксид SO₃, фосфор (V) оксид P₂O₅, хром (VI) оксид Cr₂O₃, силіцій (IV) оксид SiO₂. Цим оксидам відповідають кислоти: сульфатна H₂SO₄, фосфатна H₃PO₄, хроматна H₂CrO₄, силікатна H₂SiO₃.

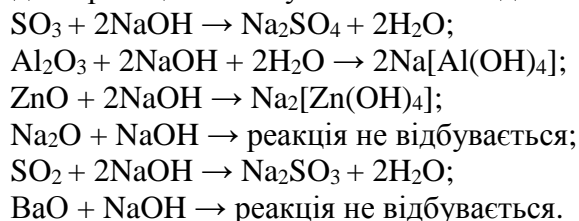
Приклад 3. Які з оксидів – Na₂O, SO₃, ZnO, CO, BaO – здатні під час розчинення взаємодіяти з водою? Складіть рівняння відповідних реакцій.

Розв'язок: серед вказаних оксидів у воді не розчиняються, а отже, і не взаємодіють з нею такі оксиди: амфотерний ZnO і несолетворний CO. Інші оксиди вступають у реакцію з водою за схемами:



Приклад 4. Які з оксидів – SO₃, Al₂O₃, ZnO, Na₂O, SO₂, BaO, CO₂ – здатні взаємодіяти з лугом? Складіть рівняння відповідних реакцій.

Розв'язок: оксиди SO₃, SO₂, CO₂ належать до кислотних оксидів, тому вступають із лугом у реакцію нейтралізації з утворенням солі та води. Амфотерні оксиди Al₂O₃, ZnO теж взаємодіють з лугами, а основні оксиди BaO, Na₂O із лугами не реагують. Рівняння відповідних реакцій матимуть такий вигляд:



Приклад 5. Які з оксидів – ZnO, SO₃, SiO₂, Al₂O₃, Na₂O, BaO, CO₂, Fe₂O₃ – можуть взаємодіяти з хлоридною кислотою? Складіть рівняння відповідних реакцій.

Розв'язок: основні (Na₂O, BaO, Fe₂O₃) та амфотерні (Al₂O₃, ZnO) оксиди вступають із кислотами у реакцію нейтралізації, унаслідок якої утворюються сіль і вода. Кислотні оксиди (SO₃, SiO₂, CO₂) з кислотами не взаємодіють.

$\text{SO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$ реакція не відбувається;
 $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$;
 $\text{Na}_2\text{O} + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$;
 $\text{ZnO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 $\text{SiO}_2 + \text{HCl} \rightarrow$ реакція не відбувається;
 $\text{BaO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 $\text{CO}_2 + \text{HCl} \rightarrow$ реакція не відбувається;
 $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$.

Приклад 6. Дайте назви основам таким основам: NaOH , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, LiOH , $\text{Be}(\text{OH})_2$ і складіть формули оксидів, що їм відповідають. Розподіліть їх за типами на луги, нерозчинні, амфотерні основи.

Розв'язок: Відповідь на запропоновані питання наведемо у вигляді таблиці.

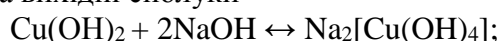
| Формула основи | Назва основи | Формула відповідного оксиду | Тип основи |
|--------------------------|-----------------------|-----------------------------|--------------------------|
| NaOH | натрій гідроксид | Na_2O | Луги |
| $\text{Ba}(\text{OH})_2$ | барій гідроксид | BaO | |
| LiOH | літій гідроксид | Li_2O | |
| $\text{Cu}(\text{OH})_2$ | купрум (II) гідроксид | CuO | Нерозчинні слабкі основи |
| $\text{Cr}(\text{OH})_2$ | хром (II) гідроксид | CrO | |
| $\text{Fe}(\text{OH})_2$ | ферум (II) гідроксид | FeO | |
| $\text{Cr}(\text{OH})_3$ | хром (III) гідроксид | Cr_2O_3 | Амфотерні основи |
| $\text{Be}(\text{OH})_2$ | берилій гідроксид | BeO | |

Приклад 7. Які з перелічених основ реагують із розчином натрій гідроксиду: $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$? Складіть рівняння відповідних реакцій.

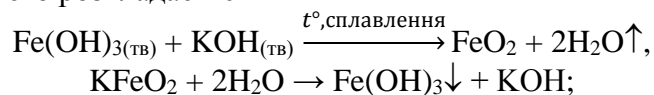
Розв'язок: у взаємодію з лугами вступають тільки амфотерні основи $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$.

1) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{NaOH} \rightarrow$ реакція не відбувається;

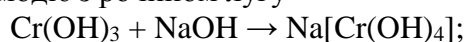
2) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ здатний виявляти дуже слабкі амфотерні властивості, тому під час дії насиченого розчину лугу може давати нестійкі комплексні солі – купрати, які дуже швидко розкладаються на вихідні сполуки



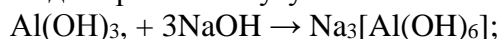
3) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ не розчиняється навіть у концентрованих розчинах лугів, однак під час сплавлення твердих основ утворює сіль – ферит, яка за наявності навіть невеликої кількості води миттєво розкладається



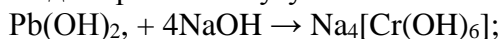
4) амфотерна основа, взаємодіє з рочином лугу



5) амфотерна основа, взаємодіє з рочином лугу



6) амфотерна основа, взаємодіє з рочином лугу

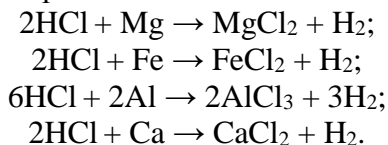


7) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{NaOH} \rightarrow$ реакція не відбувається.

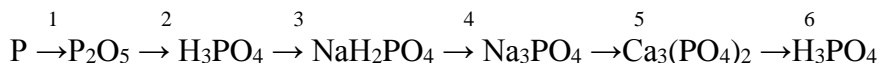
Приклад 8. Які з перелічених металів реагують із хлоридною кислотою: Mg , Cu , Fe , Al , Hg , Ca ? Складіть рівняння відповідних реакцій.

Розв'язок: хлоридна кислота виявляє окиснювальну здатність тільки завдяки іону H^+ , тому буде реагувати лише з тими металами, що в ряді напруг розміщуються до водню. Отже,

реакція з малоактивними металами Cu і Hg неможлива. З рештою металів взаємодія відбувається відповідно до рівнянь реакцій



Приклад 9. Скласти рівняння реакцій за такими схемами:



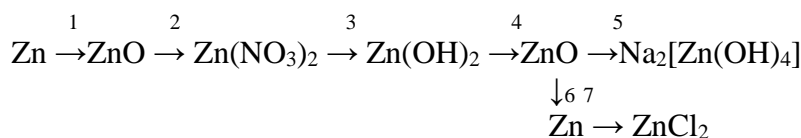
Розв'язок

- 1) $4\text{P} + 5\text{O}_2 \rightarrow 2\text{P}_2\text{O}_5;$
- 2) $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_3\text{PO}_4;$
- 3) $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O};$
- 4) $\text{NaH}_2\text{PO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 + 2\text{H}_2\text{O};$
- 5) $2\text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 6\text{NaCl};$
- 6) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{CaSO}_4.$

Завдання для самостійної роботи

1. Дайте назви солям, розподіліть їх за групами: середні, кислі, основні, комплексні, подвійні
 NaCl , $\text{Cu}(\text{OH}\text{SO}_4)_2$, $\text{Cr}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$, KH_2PO_4 , BaS , $\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$, ZnSO_3 , $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$, FeCl_2 , Li_2HPO_4 , $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.
2. Складіть формули оксидів, що утворили солі
 $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$, Na_3PO_4 , BaSO_3 , K_2CO_3 , CaSiO_3 .
3. Які з перелічених речовин реагуватимуть із купрум (II) хлоридом. Складіть рівняння відповідних реакцій.
 $\text{NaOH} + \text{CuCl}_2 \rightarrow,$
 $\text{Ag} + \text{CuCl}_2 \rightarrow,$
 $\text{Fe} + \text{CuCl}_2 \rightarrow,$
 $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{CuCl}_2 \rightarrow,$
 $\text{KNO}_3 + \text{CuCl}_2 \rightarrow,$
 $\text{AgNO}_3 + \text{CuCl}_2 \rightarrow.$
4. Напишіть чотири неіднотипних рівняння хімічних реакцій, унаслідок яких утворюється алюміній хлорид.
5. Складіть рівняння реакцій за такими схемами:
 $\text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2;$
 $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{K}_2\text{ZnO}_2 \rightarrow \text{ZnSO}_4;$
 $\text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3.$
6. Закінчити рівняння реакцій
 $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow$ $\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NaOH} \rightarrow$ $\text{AlCl}_3 + \text{AgNO}_3 \rightarrow$
 $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$ $\text{AgNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow$
 $\text{KH}_2\text{PO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$ $\text{KOH} + \text{CuSO}_4 \rightarrow$
 $\text{CuCl}_2 + \text{Fe} \rightarrow$ $\text{SO}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
 $\text{CaCO}_3 \rightarrow$ $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

7. Скласти рівняння реакцій за такими схемами:



8. Дайте назви сполукам, розподіліть їх за класами: оксиди, основи, кислоти, солі
 NaCl , CuO , Cr(OH)_2 , $\text{Cr(NO}_3)_3$, KOH , SO_3 , Al(OH)_3 , ZnSO_3 , HCl , Fe_2O_3 , H_3PO_4 ,
 $\text{K}_3[\text{Fe(CN)}_6]$.
9. Напишіть чотири неоднотипних рівняння хімічних реакцій, унаслідок яких утворюється натрій гідроксид.
10. Є такі речовини: хлоридна кислота, кальцій оксид, цинк, вода, купрум (II) оксид. Як можна добути з них і продуктів їхньої взаємодії дві прості та чотири складні речовини? Запишіть відповідні молекулярні рівняння реакцій.
11. Напишіть не менше ніж п'ять молекулярних рівнянь можливих реакцій між такими речовинами: водень, кисень, хлор, сульфур (IV) оксид, цинк і продуктами їхньої взаємодії.
12. Складіть рівняння реакцій за такими схемами:
 $\text{Mg} \rightarrow \text{MgS} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3$,
 $\text{C} \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$,
 $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe(NO}_3)_3 \rightarrow \text{Fe(OH)}_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}$.
13. Запропонуйте ланцюг перетворень і складіть відповідні молекулярні рівняння реакцій:
- метал \rightarrow основний оксид \rightarrow сіль \rightarrow основа \rightarrow основний оксид;
 - неметал \rightarrow кислотний оксид \rightarrow кислота \rightarrow сіль \rightarrow основа;
 - амфотерний гідроксид \rightarrow амфотерний оксид \rightarrow сіль \downarrow ;
 - основний оксид \rightarrow луг \rightarrow сіль \rightarrow амфотерний гідроксид.

РОЗДІЛ 5. ЗАКОНОМІРНОСТІ ПЕРЕБІГУ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

§ 40. Класифікація хімічних реакцій

Ключові слова і терміни

| Українські | Англійські | Французькі | Арабські |
|----------------------------|--------------------------------------|-----------------------|-------------------------------|
| Виділення | to evolve | se degager | خرج |
| Вихідний | initial | initiale | ابتدائي؛ اولي |
| Екзотермічна | exothermic | exothermiaue | فاعل اكسوثيرمي |
| Ендотермічна | endothermic | endothermiaue | تفاعل اندوثيرمي |
| Заміщення | replacement, displacement | replacement | تبدیل؛ تعویض |
| Зворотна | backward | inverse | فاعل عكسي |
| Кінцевий | final | final | هائي طرفي |
| Класифікація | classification | classification | صنيف |
| Класифікувати | to classify | classer | صنف , بوب |
| Напрямок | direction | direction, sens | تبويب , الاتجاه |
| Необоротна | irreversible | irréversible | التفاعل لا عكوس (لا عكسي) |
| Обмін | exchange | exchange | استبدل |
| Оборотність | reversible | réversibilité | تفاعل عكوس (عكسي) |
| Ознака | feature, indication | indice, signe | دليل , علاقة |
| Окисно-відновна реакція | oxidation-reduction reaction | réaction | التفاعل التاكسدي الاختزالي |
| Перебіг | proceeding process | evolution | حدوث , سريان |
| Перебіг реакції | reaction route | evolution de réaction | سرب التفاعل , جرى , سري |
| Поглинання | absorption | absorber | امتصاص |
| Продукт | product | produit | نتيج , منتج |
| Пряма | forward | ligne droit | مستقيم , مباشر |
| Реагувати | to react | reagir | يتفاعل , الرد |
| Розклаання | decomposition | decomposition | تفكك |
| Розрізняти | to differ | differer | يميز |
| Сполучення | composition | composition | رابط |
| Ступінь окиснення | oxidation state, oxidation number | number d'oxydation | حالة التاكسد التاكسد |
| Тепловий ефект | thermal effect | effect thermique | تأثير حراري |

Зверніть увагу!

1) з чого утворюється що?

Із двох речовин утворюється одна;

2) що розкладається на що?

$\text{Cu}(\text{OH})_2$ розкладається на CuO і H_2O ;

3) що заміщує що?

Zn заміщує H у кислоті;

4) що обмінюється чим?

Молекули складних речовин обмінюються складовими.

Хімічні реакції класифікують за такими ознаками:

- 1) зміненням кількості і природи вихідних і кінцевих речовин;
- 2) тепловим ефектом реакції ΔH ;
- 3) ознакою оборотності (напрямком перебігу реакції);
- 4) зміненням ступенів окиснення атомів.

1. За зміненням кількості вихідних і кінцевих речовин розрізняють такі реакції: **сполучення, розкладу, заміщення та обміну** (табл. 17).

Таблиця 17 – Типи хімічних реакцій за зміненням вихідних і кінцевих речовин

| Схема реакції | Назва типу реакції | Приклад |
|-------------------------------|-------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------|
| $A + B + \dots \rightarrow C$ | Сполучення composition composition رابط | $2Fe + O_2 \rightarrow 2FeO$ $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$ |
| $C \rightarrow A + B + \dots$ | Розкладання decomposition decomposition تفكك | $Cu(OH)_2 \rightarrow CuO + H_2O$ $2HgO \rightarrow 2Hg + O_2$ |
| $AB + C \rightarrow AC + B$ | Заміщення displacement replacement replacement تبدال؛ تعويض | $2HCl + Zn \rightarrow ZnCl_2 + H_2$ $CuO + H_2 \rightarrow Cu + H_2O$ |
| $AB + CD \rightarrow AD + CB$ | Обміну double displacement exchange استبدال | $AgNO_3 + HCl \rightarrow AgCl + HNO_3$ $NaOH + HNO_3 \rightarrow NaNO_3 + H_2O$ |

Реакції **сполучення** – це реакції, під час яких із **двох** чи **декількох речовин** утворюється **одна речовина**.

Реакції **розкладу** – це реакції, під час яких з **однієї речовини** утворюється **декілька речовин**.

Реакції **заміщення** – це реакції, під час яких **проста речовина заміщує складову складної речовини**, унаслідок чого утворюються **нова проста і нова складна речовини**.

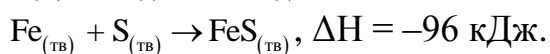
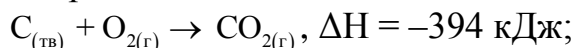
Реакції **обміну** – це реакції, під час яких молекули **складних речовин обмінюються своїми складовими**.

2. За тепловим ефектом реакції ΔH (виділення або поглинання теплоти) розрізняють такі реакції:

- а) екзотермічні;
- б) ендотермічні.

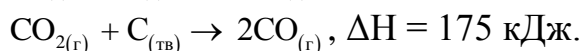
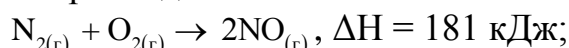
Реакції, унаслідок яких **теплота виділяється** ($\Delta H < 0$), називаються **екзотермічними**.

Наприклад:



Реакції, унаслідок яких **теплота поглинається** ($\Delta H > 0$), називаються **ендотермічними**.

Наприклад:



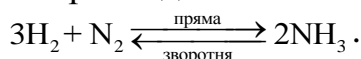
3. За ознакою оборотності розрізняють такі реакції:

а) оборотні;

б) необоротні.

Оборотні реакції – це реакції, які одночасно перебігають у **прямому і зворотному напрямках**. У рівняннях оборотних реакцій замість знака рівності (=) використовують стрілки (\leftrightarrow), напрямлені у протилежні боки.

Наприклад:



Необоротні реакції перебігають тільки в **одному напрямку до повного витрачання** однієї з **вихідних речовин**. У необоротних реакціях записують знак рівності (=) чи стрілку, напрямлену в бік продуктів реакції (\rightarrow).

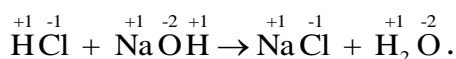
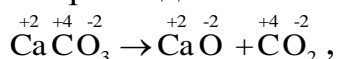
Наприклад:



4. За зміненням ступенів окиснення атомів елементів, які входять до складу вихідних речовин, розрізняють:

а) **реакції**, що відбуваються **без зміни ступенів окиснення атомів** у вихідних речовинах.

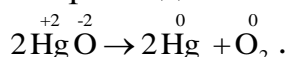
Наприклад:



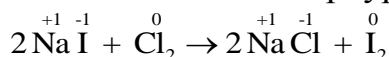
Ступені окиснення кожного з елементів до і після реакції залишилися без змін;

б) **окисно-відновні реакції** – це реакції, під час яких **змінюються ступені окиснення атомів** у вихідних речовинах.

Наприклад:



Атоми елементів ртуті та кисню змінюють ступені окиснення.



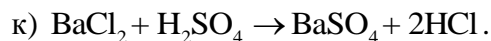
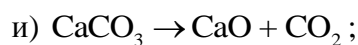
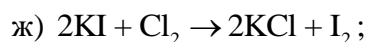
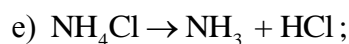
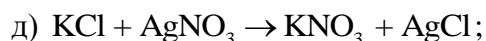
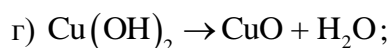
Атоми елементів хлору та йоду змінюють ступені окиснення.

Контрольні питання

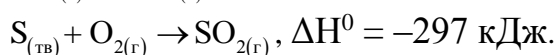
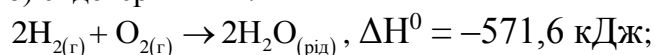
1. Що називається хімічною реакцією? Якими термінами позначають речовини, що вступають у хімічну реакцію, а якими – ті, що утворюються внаслідок неї?
2. Як називається умовний запис, що відображає сутність реакції? Які відомості він містить?
3. За якими ознаками класифікують хімічні реакції?
4. Дайте визначення реакцій:
а) сполучення; б) розкладання; в) заміщення; г) обміну.
5. Які реакції називають екзотермічними? Якими символами позначають екзотермічні реакції?
6. Які реакції називають ендотермічними? Якими символами позначають ендотермічні реакції?
7. Що називається оборотними реакціями? Який знак використовують у рівняннях оборотних реакцій?
8. Що називається необоротними реакціями? Який знак використовують у рівняннях необоротних реакцій?
9. На які групи поділяються реакції за зміненням ступенів окиснення атомів у вихідних речовинах?

Завдання для самостійної роботи

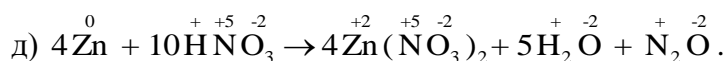
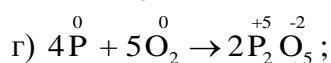
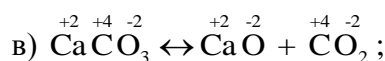
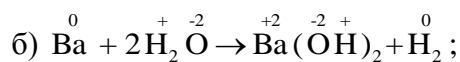
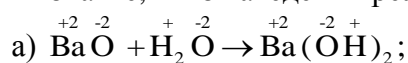
1. Визначте рівняння хімічної реакції сполучення:
а) $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$;
б) $\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$;
в) $2\text{Al} + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2$;
г) $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$.
2. Визначте рівняння хімічної реакції розкладання:
а) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;
б) $2\text{AgCl} \rightarrow 2\text{Ag} + \text{Cl}_2$;
в) $2\text{Al} + 3\text{S} \rightarrow \text{Al}_2\text{S}_3$;
г) $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$.
3. Визначте рівняння хімічної реакції заміщення:
а) $2\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow 2\text{CuO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$;
б) $\text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{FeO} + \text{H}_2\text{O}$;
в) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$;
г) $\text{Fe} + \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{Cu}$.
4. Визначте рівняння хімічної реакції обміну:
а) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2\text{HCl}$;
б) $4\text{HNO}_3 \rightarrow 4\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$;
в) $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2$;
г) $2\text{Li} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{LiOH} + \text{H}_2$.
5. Визначте тип хімічної реакції за зміненням числа і природи вихідних і кінцевих речовин:
а) $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$;
б) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2$;
в) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$;



6. Визначте, які із наведених реакцій належать до: а) екзотермічних; б) ендотермічних?



7. Визначте, які з наведених реакцій належать до окисно-відновних?



§ 41. Окисно-відновні процеси. Процеси окиснення і відновлення. Окисники і відновники

Ключові слова і терміни

| Українські | Англійські | Французькі | Арабські |
|-------------|-------------|-------------------------------|----------------------------|
| Віддавати | to lose | rendre | يفقد , يعطي |
| Відновлення | reduction | reduction | خفض التاكسد , حدد اختزل |
| Відновник | reductant | agent reducteur | مختزل |
| Збільшувати | to increase | s'accroître, accroissement | يزيد |
| Знижується | to decrease | il diminue | يقلل |
| Окиснення | oxidation | oxydation | الأكسدة , تاكسد |
| Окисник | oxidant | oxydant | مؤكسد |
| Приєднувати | to gain | acquérir | بكسب , يختزل |

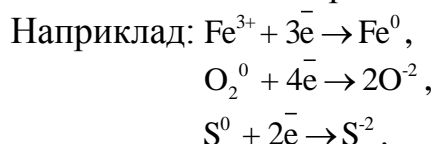
Окиснення – це процес віддавання електронів елементом.



Під час окиснення ступінь окиснення підвищується.

Елемент, який віддає електрони, називається **відновником**. Унаслідок реакції він **окиснюється**.

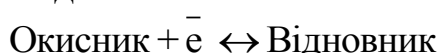
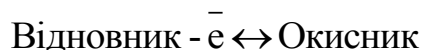
Відновлення – це процес приєднання електронів елементом.



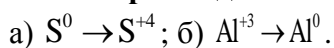
Під час відновлення **ступінь окиснення знижується**.

Елемент, який **приймає електрони**, називається **окисником**. Унаслідок реакції він **відновлюється**.

Окиснення і відновлення пов'язані між собою, оскільки в реакціях електрони переходять від одного атома до іншого.

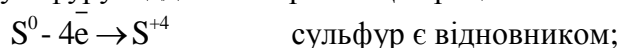


Приклад 1. Визначити процеси окиснення та відновлення в наведених схемах:



Відповідь:

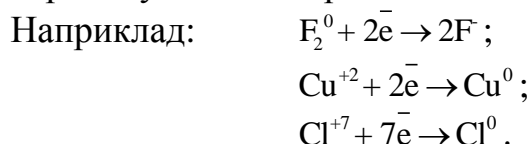
а) у переході $\text{S}^0 \rightarrow \text{S}^{+4}$ ступінь окиснення сульфуру підвищується від 0 до +4, тобто атом сульфуру віддає електрони. Це процес окиснення.



б) у переході $\text{Al}^{+3} \rightarrow \text{Al}^0$ ступінь окиснення алюмінію знижується від +3 до 0, атом алюмінію приєднує електрони. Це процес відновлення.



Окисниками є елементи в найвищих ступенях окиснення. Вони здатні тільки приєднувати електрони.



Відновниками є елементи в найнижчих ступенях окиснення. Вони здатні тільки віддавати електрони.



Елементи в проміжних ступенях окиснення виявляють окисно-відновну двоїстість. Вони можуть бути **відновниками** чи **окисниками**. Це залежить від умов реакції і речовин, з якими вони взаємодіють.

Запам'ятайте!

Якщо один елемент може перебувати в декількох ступенях окиснення, то в найвищому ступені окиснення він виявляє тільки окисні властивості, у найнижчому – тільки відновні, а у проміжному – окисно-відновну двоїстість.

Приклад 2. Які властивості будуть виявляти атоми елемента мангану в сполуках KMnO_7 , MnO_2 , MnSO_4 , Mn ?

Відповідь

У сполуці KMnO_7 манган (+7) має максимальний (найвищий) ступінь окиснення і не здатний його більше підвищувати. Він може тільки приймати електрони, отже, KMnO_4 може бути тільки окисником і відновлюватися за однією зі схем:



У сполуці MnO_2 манган (+4) має проміжний ступінь окиснення. Він здатний приймати чи віддавати електрони, тобто може бути і окисником, і відновником.



У сполуці MnSO_4 манган (+2) перебуває теж у проміжному ступені окиснення, тому виявляє окисно-відновну двоїстість і залежно від умов реакції MnSO_4 може бути окисником чи відновником.



У сполуці Mn^0 манган (0) має найнижчий (мінімальний) ступінь окиснення. Він може тільки віддавати електрони, отже, може бути тільки відновником.

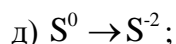
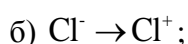
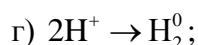
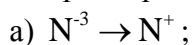


Контрольні питання

1. Дайте визначення таким термінам: а) окиснення; б) відновлення; в) відновник; г) окисник.
2. Як змінюється ступінь окиснення внаслідок процесу відновлення, внаслідок процесу окиснення?
3. Які властивості виявляють атоми елемента в найвищому ступені окиснення?
4. Які властивості виявляють атоми елемента в найнижчому ступені окиснення?
5. Які властивості виявляють атоми елемента в проміжному ступені окиснення?
6. Які властивості в окисно-відновних реакціях виявляють атоми елемента оксигену в ступенях окиснення $-2, -1, -1/3, 0, +2$?
7. Які властивості в окисно-відновних реакціях виявляють атоми елемента фосфору в ступенях окиснення $+5, +3, 0, -3$?
8. Які властивості в окисно-відновних реакціях виявляють атоми елемента нітрогену в ступенях окиснення $+5, +4, +3, +2, +1, 0, -1, -2, -3$?

Завдання для самостійної роботи

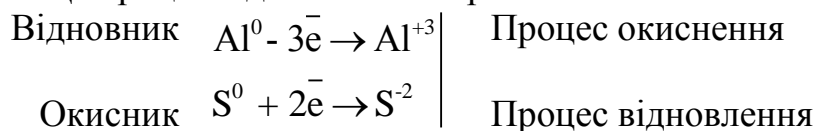
1. Оберіть процес відновлення і вкажіть кількість приєднаних електронів:



3. Складаємо відповідні **напівреакції**, тобто електронні рівняння процесів окиснення та відновлення.

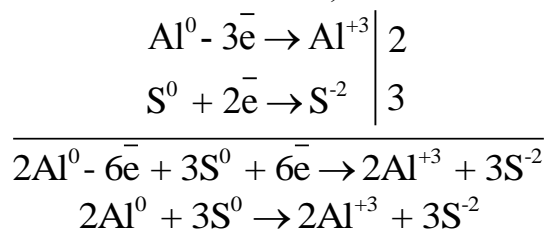
Алюміній змінює ступінь окиснення від 0 до +3. Ступінь окиснення підвищується. Алюміній віддає 3 електрони. Це процес окиснення. Алюміній – відновник.

У сірки ступінь окиснення знижується від 0 до –2. Сірка приєднує два електрони. Це процес відновлення. Сірка – окисник.

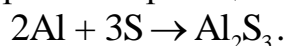


Запам'ятайте. Загальна кількість електронів, які віддає відновник, дорівнює загальній кількості електронів, що приєднує окисник.

4. Підбираємо множники, на які необхідно помножити кожний член обох напівреакцій, щоб кількість електронів, які віддає відновник (Al), дорівнювала кількості електронів, що приєднує окисник (S). Записуємо множники за довгою вертикальною рисою збоку рівнянь електронних напівреакцій. З урахуванням множників складаємо послідовно ліві і праві частини напівреакцій і записуємо під довгою горизонтальною лінією. Скорочуємо подібні члени (у розглянутому прикладі скорочуються члени «+6e⁻» і «-6e⁻»)



5. Розставляємо коефіцієнти в рівнянні реакції

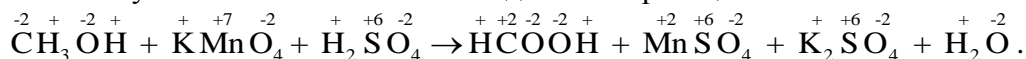


Приклад 1. Підберіть коефіцієнти у схемі окисно-відновної реакції

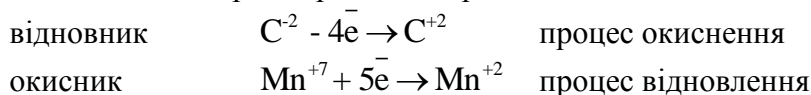


Розв'язок

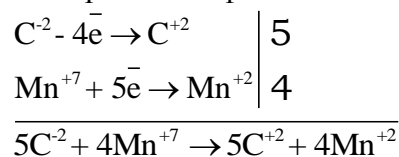
1. Визначаємо ступені окиснення елементів до і після реакції.



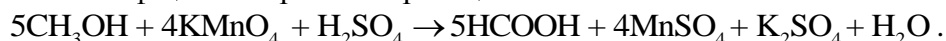
2. Складаємо електронні рівняння процесів окиснення та відновлення:



3. Підбираємо коефіцієнти для електронних напівреакцій:



4. Розставляємо коефіцієнти в рівнянні реакції:



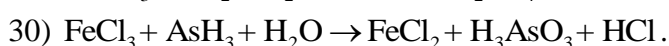
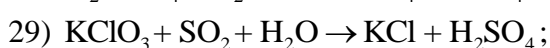
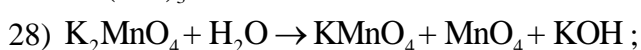
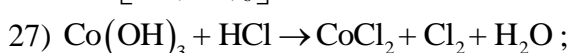
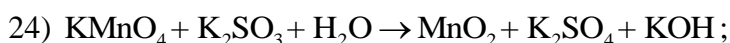
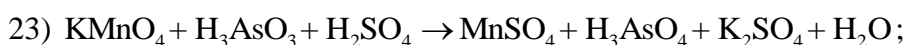
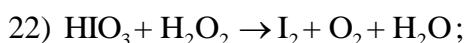
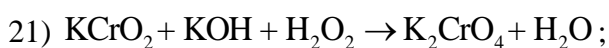
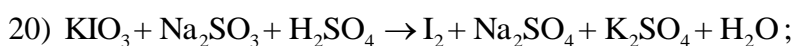
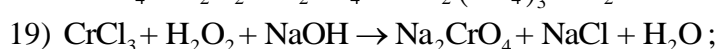
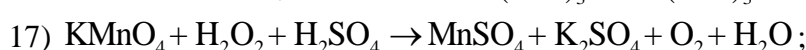
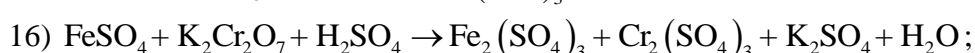
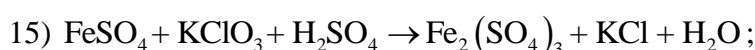
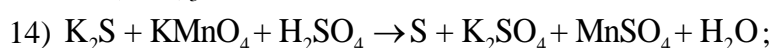
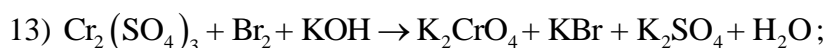
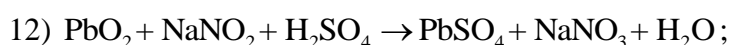
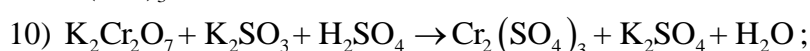
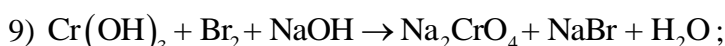
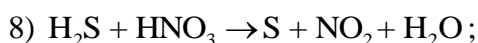
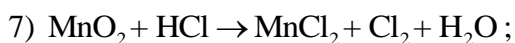
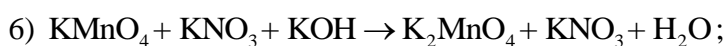
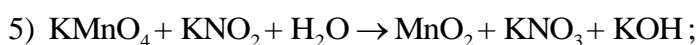
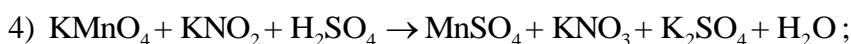
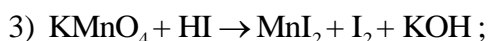
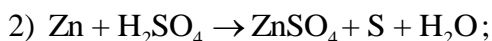
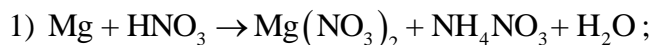
Решту коефіцієнтів знаходимо підбором у такій послідовності: K_2SO_4 , H_2SO_4 , H_2O . Остаточне рівняння реакції має вигляд



Перевірити правильність написання рівняння можна підрахунком кількості атомів кисню: у лівій частині рівняння їх $5 \cdot 1 + 4 \cdot 4 + 6 \cdot 4 = 45$ і в правій частині $5 \cdot 2 + 4 \cdot 4 + 2 \cdot 4 + 11 \cdot 2 = 45$.

Завдання для самостійної роботи

1. Підберіть коефіцієнти у схемах окисно-відновних реакцій. Визначте процеси окиснення і відновлення, окисник і відновник:



§ 43. Типи окисно-відновних реакцій

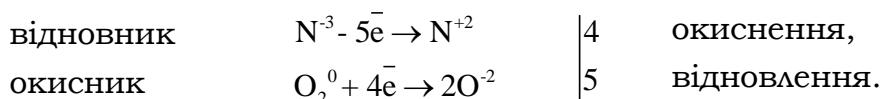
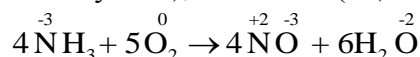
Ключові слова і терміни

| Українські | Англійські | Французькі | Арабські |
|------------------------|--------------------|-------------------|------------------------------------|
| Внутрішньо-молекулярні | intramolecular | intra moleculaire | الداخل الجزيئي امل ضمن جزيئي |
| Диспропорціонування | disproportionation | disproportionale | عدم التناسب في التخطيط |
| Міжмолекулярні | intermolecular | intermoleculaire | بين الجزيئات |

Окисно-відновні реакції поділяються на три типи.

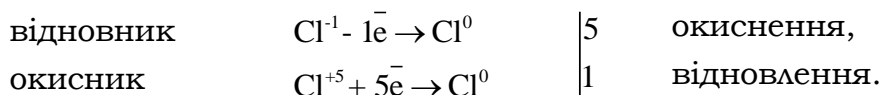
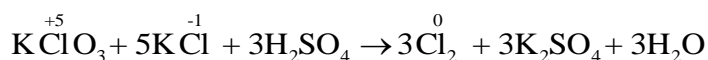
I тип: міжмолекулярні окисно-відновні реакції, під час яких атоми елемента-окисника й атоми елемента-відновника входять до складу різних вихідних речовин.

Наприклад, реакція окиснення амоніаку киснем, під час якої відновник (N^{-3}) входить до складу однієї вихідної сполуки (амоніаку NH_3), а окисник (O^0) – до складу іншої (кисню O_2)



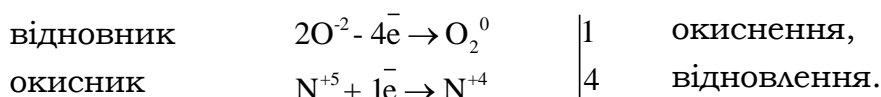
До цього типу належать також реакції між різними вихідними речовинами, які містять атоми одного елемента в різних ступенях окиснення.

Наприклад, реакція між калій хлоратом ($KClO_3$), до складу якого входять атоми елемента-окисника (Cl^{+5}), і калій хлоридом (KCl), який містить атоми елемента-відновника (Cl^{-1}):



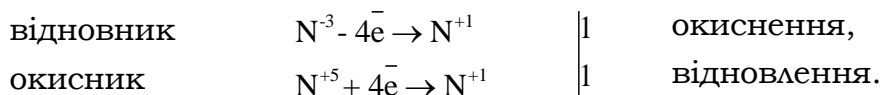
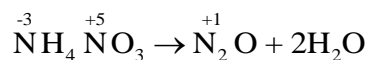
II тип: внутрішньомолекулярні окисно-відновні реакції, під час яких атоми елемента-окисника й атоми іншого елемента-відновника входять до складу однієї сполуки.

Наприклад, реакція розкладання купрум (II) нітрату $Cu(NO_3)_2$, за якої атоми елемента-окисника (N^{+5}) і атоми елемента-відновника (O^{-2}) входять до складу однієї речовини $Cu(NO_3)_2$.

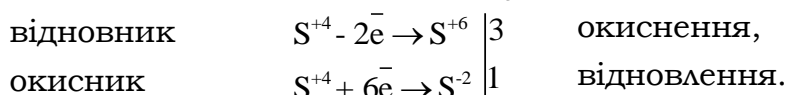
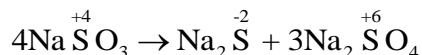


До цього типу належать і реакції розкладання речовин, які містять атоми одного елемента в різних ступенях окиснення.

Наприклад, реакція розкладання амоній нітрату, під час яких атоми одного елемента – нітрогену – входять до складу однієї сполуки, але виявляють різні ступені окиснення (відновник N^{-3} і окисник N^{+5}).



III тип: диспропорціонування – це такі окисно-відновні реакції, під час яких **атоми окисника і відновника належать до одного елемента**, входять до складу однієї сполуки і виявляють один ступінь окиснення. Наприклад, реакція розкладання натрій сульфїту (Na_2SO_3), за якої в одній речовині атоми одного елемента – сульфур (+4) – одночасно є окисником і відновником, тобто частина атомів S^{+4} відновлюється, а інша частина атомів S^{+4} окиснюється.



Контрольні питання

1. Які окисно-відновні реакції називаються міжмолекулярними?
2. Які окисно-відновні реакції називаються внутрішньомолекулярними?
3. Які окисно-відновні реакції називаються диспропорціонуванням?

Завдання для самостійної роботи

За ступенями окиснення елементів, що входять до складу вихідних речовин, визначте типи окисно-відновних реакцій:

- 1) $\text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
- 2) $\text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{NaSO}_4 + \text{Na}_2\text{S}$;
- 3) $\text{Au}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Au} + \text{O}_2$;
- 4) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CuO} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$;
- 5) $\text{KNO}_3 \rightarrow \text{KNO}_2 + \text{O}_2$;
- 6) $\text{TiCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{TiCl}_2 + \text{TiOCl}_2 + \text{HCl}$;
- 7) $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_4 + \text{O}_2$;
- 8) $\text{NaOCl} \rightarrow \text{NaClO}_3 + \text{NaCl}$;
- 9) $\text{Ag}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Ag} + \text{CO}_2 + \text{O}_2$;
- 10) $\text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HBr} + \text{HOBr}$;
- 11) $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{KClO}_4$;
- 12) $\text{IrCl}_6 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ir}(\text{OH})_4 + \text{HCl} + \text{Cl}_2$;
- 13) $\text{HNO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;
- 14) $\text{S} + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{S} + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
- 15) $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{O}_2$;
- 16) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{O}_2$;
- 17) $\text{HClO}_2 \rightarrow \text{HCl} + \text{HClO}_3$;
- 18) $\text{NO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 19) $\text{HgC}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{Hg} + \text{CO}_2$;
- 20) $\text{Au}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Au} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$;

- 21) $\text{H}_3\text{PO}_3 \rightarrow \text{PH}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4$;
 22) $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$;
 23) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KMnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{KOH}$;
 24) $\text{Ni}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 25) $\text{Na}_2\text{SeO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SeO}_4 + \text{Na}_2\text{Se}$.

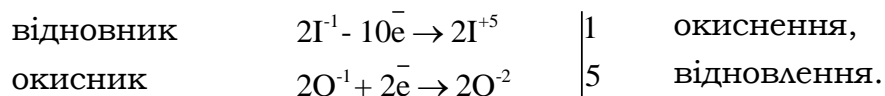
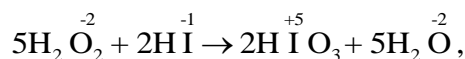
§ 44. Окисно-відновна двоїстість

Речовини, що містять атоми елементів у проміжному ступені окиснення, залежно від умов реакції можуть виявляти відновні або окисні властивості. Наприклад, H_2O_2 та інші пероксиди (Na_2O_2 , Li_2O_2 , BaO_2), у яких атоми кисню виявляють проміжний ступінь окиснення -1 , з більш сильними відновниками поведуть себе як окисники, а з більш сильними окисниками – як відновники.

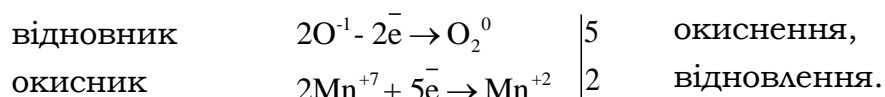
Приклад 1. Установити, які властивості – окисні чи відновні – виявляє гідроген пероксид у заданих реакціях.

Відповідь

У першій реакції атоми кисню (-1) знижують свій ступінь окиснення до -2 , тому H_2O_2 є відновником

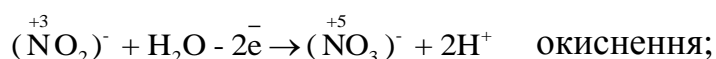
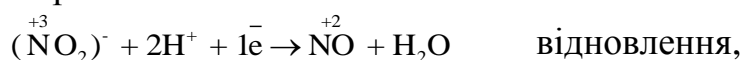


У другій реакції атоми кисню (-1) підвищують свій ступінь окиснення до 0 , тому H_2O_2 є окисником

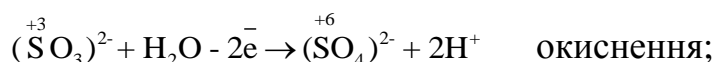
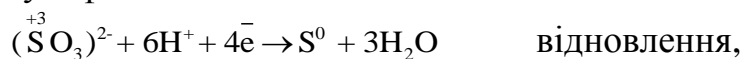


Аналогічні властивості характерні і для багатьох інших сполук:

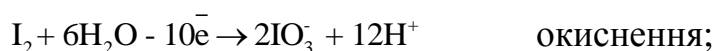
– нітрити



– сульфіти

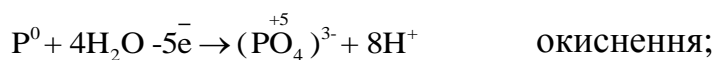


– вільні хлор, бром, йод



– вільний фосфор





– сірка



Контрольні питання

1. Що називається окисно-відновною двоїстістю?
2. У якому ступені окиснення атоми елементів здатні виявляти окисно-відновну двоїстість?
3. Від чого залежить, яку властивість – окисну чи відновну – будуть виявляти атоми елементів у проміжному ступені окиснення?

Завдання для самостійної роботи

1. У кожній парі наведених реакцій визначте, окисником чи відновником є виділена шрифтом речовина, яка повторюється в обох реакціях:
 - 1) $K_2MnO_4 + Cl_2 \rightarrow KMnO_4 + KCl$,
 $K_2MnO_4 + KI + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + I_2 + K_2SO_4 + H_2O$;
 - 2) $KNO_2 + KI + H_2SO_4 \rightarrow NO + I_2 + K_2SO_4 + H_2O$,
 $KMnO_4 + KNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + K_2SO_4 + KNO_3 + H_2O$;
 - 3) $HIO_3 + H_2O_2 \rightarrow I_2 + O_2 + H_2O$,
 $CrCl_3 + H_2O_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaCl + H_2O$;
 - 4) $PbO_2 + NaNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow PbSO_4 + NaNO_3 + H_2O$,
 $H_2S + NaNO_2 \rightarrow NO + S + NaOH$;
 - 5) $KMnO_4 + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + K_2SO_4 + O_2 + H_2O$,
 $AsH_3 + H_2O_2 \rightarrow H_3AsO_4 + H_2O$;
 - 6) $FeSO_4 + KClO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + KCl + H_2O$,
 $FeSO_4 + Zn \rightarrow ZnSO_4 + Fe$;
 - 7) $As_2O_3 + I_2 + KOH \rightarrow KI + K_3AsO_4 + H_2O$,
 $As_2O_3 + Mg + HCl \rightarrow As + MgCl_2 + H_2O$;
 - 8) $SO_2 + HNO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + NO$,
 $SO_2 + H_2S \rightarrow S + H_2O$;
 - 9) $Cr_2(SO_4)_3 + Br_2 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + KBr + K_2SO_4 + H_2O$,
 $Cr_2(SO_4)_3 + HI \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + H_2O$;
 - 10) $Ca_3(PO_4)_2 + C + SiO_2 \rightarrow CaSiO_3 + CO + P$
 $C + Al \rightarrow Al_4C_3$.

§ 45. Енергетика хімічних реакцій

Ключові слова і терміни

| Українські | Англійські | Французькі | Арабські |
|-----------------------|-------------------------|-------------------------|--------------------------|
| Ентальпія | enthalpy | enthalpie | اسر , صيغة هيبس الحرارية |
| Стандартні умови | standard condition | congitions standart | ظروف معيارية (قياسية) |
| Термохімічне рівняння | thermochemical equation | thermochemical equation | المعادلة الحرارية |
| Термохімія | thermochemistry | thermochimie | الكيمياء الحرارية |

Термохімія – це розділ хімічної термодинаміки, який вивчає теплові ефекти хімічних реакцій. У термохімії виділяють два типи реакцій: екзотермічні й ендотермічні.

Серед реакцій, які відбуваються самодовільно, приблизно 95 % становлять екзотермічні реакції. У цьому проявляється принцип **найменшої енергії**. Цей принцип свідчить про те, що стійкому стану системи відповідає її стан із мінімальною енергією. Тому всяка система прагне свою енергію зменшити.

Для великої кількості реакцій тепловий ефект дорівнює зміні **ентальпії** ΔH і називається **ентальпією хімічної реакції**. Ентальпія екзотермічних реакцій негативна ($\Delta H < 0$), ентальпія ендотермічних реакцій позитивна ($\Delta H > 0$) (рис. 32).

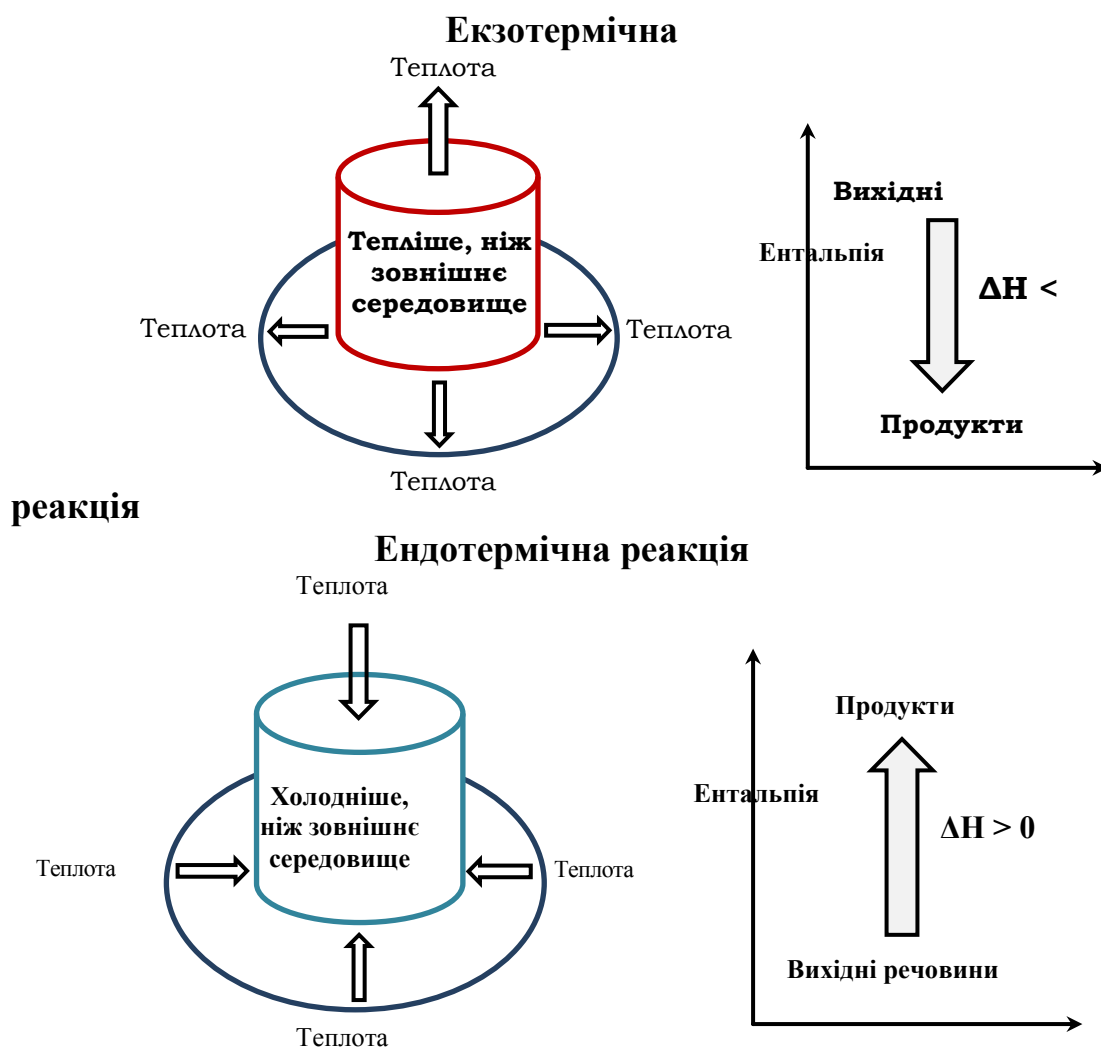


Рисунок 32 – Екзотермічні та ендотермічні реакції

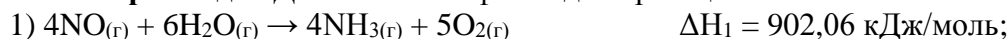
Термохімічним рівнянням хімічної реакції називають **рівняння хімічної реакції**, у якому наводяться її **тепловий ефект** і **агрегатні стани** всіх **речовин**. Агрегатний стан речовини може бути: твердим (тв), рідким (рід), газоподібним (г).



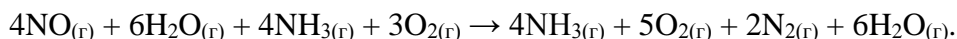
Це термохімічне рівняння треба читати так: 1 моль газоподібного ацетону ($\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$) реагує з 4 молями газоподібного кисню (O_2) і утворюється 3 молі газоподібного вуглекислого газу (CO_2) і 3 молі рідкої води (H_2O) та **виділяється 1817,0 кДж теплоти**.

Термохімічні рівняння можна додавати (віднімати) одне до одного разом із їхніми тепловими ефектами як алгебраїчні рівняння.

Приклад 1. Дано теплові ефекти двох реакцій:



Додамо до рівняння 1 рівняння 2.



Після скорочення залишається



Тепловий ефект цієї реакції дорівнює

$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 = 902,06 + (-1267,10) = -365,04 \text{ кДж/моль}.$$

Теплові ефекти хімічних реакцій можна виміряти експериментально, а можна обчислити. Обчислення значно легше, ніж експеримент, тому теплові ефекти реакцій найчастіше обчислюють за значенням ΔH інших реакцій.

Оскільки теплові ефекти реакцій залежать від умов їхнього протікання, то для проведення термохімічних розрахунків потрібні термохімічні величини, віднесені до якихось однакових умов. За такі умови беруться **стандартні умови**. Якщо речовина перебуває за стандартних умов, її стан називають стандартним станом. За стандартний стан беруть стійкий стан речовини за $T = 298 \text{ К} (25^\circ\text{C})$ і $P = 101\,325 \text{ Па}$. Тепловий ефект реакції за стандартних умов позначають ΔH_{298} .

Контрольні питання

1. Що вивчає термохімія?
2. Які реакції називають: а) екзотермічними; б) ендотермічними?
3. Про що свідчить принцип найменших енергій?
4. Що таке термохімічне рівняння?

§ 46. Розрахунки за термохімічними рівняннями

Розглянемо приклади використання термохімічних рівнянь для розрахунків.

Приклад 1. Використовуючи термохімічне рівняння $\text{C}_{(тв)} + \text{O}_2_{(г)} \rightarrow \text{CO}_2_{(г)}$, $\Delta H_{298} = 394 \text{ кДж}$, розрахуйте масу вуглецю та об'єм кисню за нормальних умов, якщо під час реакції виділилося 788 кДж теплоти.

Дано:

$$\Delta H = -394 \text{ кДж}$$

$$M(\text{C}) = 0,012 \text{ кг/моль}$$

$$V_m(\text{O}_2) = 0,0224 \text{ м}^3/\text{моль}$$

$$m(\text{C}) = ? \quad V(\text{O}_2) = ?$$

Розв'язок

1. Визначимо кількість речовини вуглецю, що вступила в хімічну реакцію. Відповідно до рівняння реакції

$$\begin{array}{l} 1 \text{ моль C} - 394 \text{ кДж} \\ x \text{ моль C} - 788 \text{ кДж} \end{array} \Rightarrow x = \frac{1 \text{ моль} \cdot 788 \text{ кДж}}{394 \text{ кДж}} = 2 \text{ моля}$$

2. Визначимо масу вуглецю

$$m(\text{C}) = n(\text{C}) \cdot M(\text{C}) = 2 \text{ моля} \cdot 0,012 \text{ кг/моль} = 0,024 \text{ кг}$$

3. Визначимо кількість речовини і його об'єм

$$\begin{array}{l} 1 \text{ моль } O_2 - 394 \text{ кДж} \\ x \text{ моль } O_2 - 788 \text{ кДж} \end{array} \Rightarrow x = \frac{1 \text{ моль} \cdot 788 \text{ кДж}}{394 \text{ кДж}} = 2 \text{ моля}$$

$$V(O_2) = n(O_2) \cdot V_m = 2 \text{ моля} \cdot 0,0224 \text{ м}^3/\text{моль} = 0,0448 \text{ м}^3.$$

Відповідь: $m(C) = 0,024 \text{ кг}$, $V(O_2) = 0,0448 \text{ м}^3$.

Приклад 2. Використовуючи термохімічне рівняння $C_{(тв)} + O_{2(г)} \rightarrow CO_{2(г)}$, $\Delta H_{298} = 394 \text{ кДж}$, розрахуйте кількість теплоти, що виділиться під час згоряння кисню об'ємом 11,2 л (за нормальних умов).

Дано:

$$\Delta H = -394 \text{ кДж}$$

$$V_m(O_2) = 0,0224 \text{ м}^3/\text{моль}$$

$$V(O_2) = 11,2 \text{ л} = 0,0112 \text{ м}^3$$

$\Delta H_1 = ?$

Розв'язок

1. Визначимо кількість речовини O_2

$$n(O_2) = \frac{V(O_2)}{V_m(O_2)} = \frac{0,0112 \text{ м}^3}{0,0224 \text{ м}^3/\text{моль}} = 0,5 \text{ моля.}$$

2. Відповідно до рівняння реакції розрахуємо кількість теплоти, що виділиться під час згоряння кисню кількістю речовини 0,5 моля

$$1 \text{ моль } O_2 - 394 \text{ кДж}$$

$$0,5 \text{ моля } O_2 - x \text{ кДж}$$

$$x = \frac{394 \text{ кДж} \cdot 0,5 \text{ моля}}{1 \text{ моль}} = 192 \text{ кДж.}$$

$$V(O_2) = n(O_2) \cdot V_m = 2 \text{ моля} \cdot 0,0224 \text{ м}^3/\text{моль} = 0,0448 \text{ м}^3.$$

Відповідь: під час згоряння кисню об'ємом 0,0112 м³ виділяється 192 кДж теплоти.

Завдання для самостійної роботи

- Використовуючи термохімічне рівняння $C_3H_6O_{(г)} + 4O_{2(г)} \rightarrow 3CO_{2(г)} + 2H_2O_{(рід)}$, $\Delta H = -1817,0 \text{ кДж}$, розрахуйте: 1) кількість теплоти, що виділиться під час одержання CO_2 об'ємом 44,8 м³; 2) об'єм кисню, що вступив у хімічну реакцію (н. у.), якщо виділилося 3000 кДж теплоти.
- За термохімічним рівнянням $4CO_{(г)} + 2SO_{2(г)} \rightarrow S_{2(г)} + 4CO_{2(г)}$, $\Delta H_{298} = -409,75 \text{ кДж}$ розрахуйте: 1) кількість теплоти, що виділиться під час одержання CO об'ємом 1 л (н. у.); 2) кількість теплоти, що виділиться під час взаємодії 10 кг SO_2 ; 3) об'єм CO_2 , якщо виділилося 204,4 кДж теплоти.
- За термохімічним рівнянням $4NH_{3(г)} + 3O_{2(г)} \rightarrow 2N_{2(г)} + 6H_2O_{(г)}$, $\Delta H = -1267,1 \text{ кДж}$ розрахуйте: 1) об'єм кисню, що вступає в реакцію (н. у.), якщо виділилося 12,67 кДж теплоти; 2) масу N_2 , що утвориться, якщо виділилося 253,42 кДж теплоти; 3) кількість теплоти, що виділиться під час взаємодії NH_3 об'ємом 20 л.

§ 47. Закон Гесса

Ключові слова і терміни

| Українські | Англійські | Французькі | Арабські |
|------------|-------------|-------------|----------|
| Наслідок | consequence | consequence | نتيجة |

Стандартні теплові ефекти хімічних реакцій обчислюють за **законом Гесса: тепловий ефект хімічної реакції залежить тільки від природи і стану вихідних речовин і продуктів реакції**, але не залежить від її шляху.

Наприклад, розглянемо процес одержання $\text{CO}_{2(\text{r})}$ із вуглецю та кисню. Цей процес можна здійснювати двома способами.

1. Однією стадією



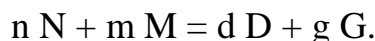
2. Двома стадіями



$$\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3 = -110,53 + (-282,98) = -393,51 \text{ кДж/моль.}$$

Для обчислення ентальпій-реакцій за стандартних умов ΔH_{298} необхідно знати ентальпії утворення реагуючих речовин і продуктів реакції $\Delta_f H^0_{298}$. Ентальпії утворення речовин $\Delta_f H^0_{298}$ надані в довідкових таблицях.

Нехай необхідно обчислити стандартну ентальпію реакції



У цій реакції N і M – реагуючі речовини, а D і G – продукти реакції. Маленькі букви перед речовинами (n, m, d, g) – коефіцієнти.

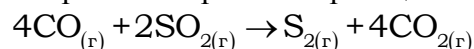
Скористаємося наслідком закону Гесса: **Стандартна ентальпія хімічної реакції (ΔH_{298}) дорівнює різниці між сумою ентальпій утворення ($\Delta_f H^0_{298}$) продуктів реакції і сумою ентальпій утворення вихідних речовин із врахуванням коефіцієнтів перед речовинами в рівнянні реакції**

$$\Delta H_{298} = \sum \Delta_f H^0_{298(\text{прод.})} - \sum \Delta_f H^0_{298(\text{вих.})}$$

$$\Delta H_{298} = [d \cdot \Delta_f H^0_{298}(\text{D}) + g \cdot \Delta_f H^0_{298}(\text{G})] - [n \cdot \Delta_f H^0_{298}(\text{N}) + m \cdot \Delta_f H^0_{298}(\text{M})].$$

Приклад 1. Розрахуйте ентальпію хімічної реакції $\text{CO}_{(\text{r})} + \text{SO}_{2(\text{r})} \rightarrow \text{S}_{2(\text{r})} + \text{CO}_{2(\text{r})}$ за стандартної (298 K) температури.

1. Урівнюємо рівняння реакції.



2. Запишемо загальну формулу для розрахунку ΔH_{298}

$$\Delta H_{298} = [\Delta_f H^0_{298}(\text{S}_2) + 4 \cdot \Delta_f H^0_{298}(\text{CO}_2)] - [4 \cdot \Delta_f H^0_{298}(\text{CO}) + 2 \cdot \Delta_f H^0_{298}(\text{SO}_2)].$$

3. Необхідні для розрахунку значення ентальпій утворення ($\Delta_f H^0_{298}$) речовин знайдемо в довідковій таблиці

$$\Delta_f H^0_{298}(\text{CO}) = -110,53 \text{ кДж/моль,} \quad \Delta_f H^0_{298}(\text{SO}_2) = -296,90 \text{ кДж/моль,}$$

$$\Delta_f H^0_{298}(\text{S}_2) = 128,37 \text{ кДж/моль,} \quad \Delta_f H^0_{298}(\text{CO}_2) = -393,51 \text{ кДж/моль.}$$

4. З урахуванням табличних значень і коефіцієнтів перед речовинами в рівнянні реакції розрахуємо ΔH_{298}

$$\Delta H_{298} = [128,37 + 4 \cdot (-393,51)] - [4 \cdot (-110,53) + 2 \cdot (-296,90)] = -409,75 \text{ кДж.}$$

Запам'ятайте!

- 1) значення ентальпій утворення потрібно використовувати з тим знаком, який наведений у таблиці;
- 2) не можна проводити розрахунки, якщо в рівнянні реакції не поставлені коефіцієнти.

Контрольні питання

1. Сформулюйте закон Гесса.
2. Сформулюйте наслідок закону Гесса.

Завдання для самостійної роботи

1. Розрахуйте ентальпію хімічних реакцій (значення ентальпії речовин наведені в таблиці 18):
 - 1) $2\text{H}_{2(\text{r})} + \text{CO}_{(\text{r})} \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}_{(\text{r})}$;
 - 2) $4\text{HCl}_{(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} + 2\text{Cl}_{2(\text{r})}$;
 - 3) $\text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{тв})} \rightarrow \text{HCl}_{(\text{r})} + \text{NH}_3_{(\text{r})}$;
 - 4) $2\text{N}_{2(\text{r})} + 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} \rightarrow 4\text{NH}_3_{(\text{r})} + 3\text{O}_{2(\text{r})}$;
 - 5) $4\text{NO}_{(\text{r})} + 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} \rightarrow 4\text{NH}_3_{(\text{r})} + 5\text{O}_{2(\text{r})}$;
 - 6) $2\text{NO}_{2(\text{r})} \rightarrow 2\text{NO}_{(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})}$;
 - 7) $\text{Mg}(\text{OH})_{2(\text{тв})} \rightarrow \text{MgO}_{(\text{тв})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{r})}$;
 - 8) $\text{CaCO}_{3(\text{тв})} \rightarrow \text{CaO}_{(\text{тв})} + \text{CO}_{2(\text{r})}$;
 - 9) $\text{N}_2\text{O}_{4(\text{r})} \rightarrow 2\text{NO}_{2(\text{r})}$;
 - 10) $\text{Ca}(\text{OH})_{2(\text{тв})} \rightarrow \text{CaO}_{(\text{тв})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{рід})}$.

Таблиця 18 – Ентальпія утворення речовин

| Речовина | $\Delta_f H_{298}^{\circ}$, кДж/моль | Речовина | $\Delta_f H_{298}^{\circ}$, кДж/моль | Речовина | $\Delta_f H_{298}^{\circ}$, кДж/моль |
|-----------------------------|------------------------------------------|---------------------------------------|------------------------------------------|--------------------------------------|------------------------------------------|
| Cl_2 | 0 | $\text{Ca}(\text{OH})_{2(\text{тв})}$ | -985,12 | $\text{NH}_3_{(\text{r})}$ | -45,94 |
| O_2 | 0 | $\text{HCl}_{(\text{r})}$ | -92,31 | $\text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{тв})}$ | -314,22 |
| $\text{S}_{2(\text{r})}$ | 128,37 | $\text{H}_2\text{O}_{(\text{тв})}$ | -291,85 | $\text{NO}_{(\text{r})}$ | 91,26 |
| $\text{CO}_{(\text{r})}$ | -110,53 | $\text{H}_2\text{O}_{(\text{рід})}$ | -285,83 | $\text{NO}_{2(\text{r})}$ | 34,19 |
| $\text{CO}_{2(\text{r})}$ | -393,51 | $\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})}$ | -241,81 | $\text{N}_2\text{O}_{4(\text{r})}$ | 11,11 |
| $\text{CaCO}_{3(\text{r})}$ | -1 206,83 | $\text{MgO}_{(\text{тв})}$ | -601,49 | $\text{SO}_{2(\text{r})}$ | -296,90 |
| $\text{CaO}_{(\text{r})}$ | -635,09 | $\text{Mg}(\text{OH})_{2(\text{тв})}$ | -924,66 | $\text{CH}_3\text{OH}_{(\text{r})}$ | -201,00 |

§ 48. Хімічна кінетика та рівновага

Ключові слова і терміни

| Українські | Англійські | Французькі | Арабські |
|---------------|-------------------------------|-------------------|--------------|
| Гетерогенна | heterogeneous | heterogene | غير متجانسة |
| Гомогенна | homogeneous | homogene | متجانسة |
| Каталізатор | catalyst | cataliseur | محفز |
| Кінетика | kinetics | kinétique | حركية |
| Механізм | mechanism | mechanism | اللية |
| Площа | area | superficiier | مساحة |
| Поверхня | surface | surface | السطح |
| Проміжок часу | time interval, period of time | interval de temps | متوسط الزمن |
| Ступінь | power | degré | القوة, الأس |
| Фаза | phase | phase | المرحلة |
| Фактор | factor | facteur | عامل |
| Швидкість | rate | vitesse | السرعة, رتبة |

Хімічна кінетика – розділ хімії, що вивчає вплив різних чинників на швидкості та механізми хімічних реакцій.

Під механізмом хімічної реакції йдеться про ті проміжні реакції, які перебігають під час перетворення вихідних речовин на продукти реакції.

Основним поняттям хімічної кінетики є поняття **швидкості хімічної реакції**. Залежно від системи, у якій перебігає реакція, визначення поняття швидкості реакції відрізняється.

Якщо реакція протікає між газоподібними речовинами або водними розчинами речовин, то швидкість v дорівнює зміні концентрації будь-якої з реагуючих речовин (ΔC) за одиницю часу (Δt)

$$v = - \frac{\Delta C}{\Delta t} .$$

Розмірність швидкості – моль/л · с.

Знак мінус у правій частині свідчить про зменшення концентрації вихідної речовини.

Якщо реакція перебігає між речовинами, що перебувають у різних агрегатних станах, то її швидкість (v) дорівнює зміні кількості будь-якої вихідної речовини (Δn) за одиницю часу (Δt) на одиницю площі поверхні розділу фаз (S)

$$v = - \frac{\Delta n}{\Delta t \cdot S} .$$

Фазою називається однорідна частина системи, що має однаковий склад і властивості та відокремлена від інших частин системи поверхнями поділу.

Розрізняють **гомогенні** та **гетерогенні** системи.

Гомогенна система складається з однієї фази. Прикладами гомогенних реакцій є взаємодія газів (наприклад, азот із воднем) або в розчині (луги і кислоти).

Гетерогенна система складається з двох або більше фаз. Прикладом гетерогенної реакції може бути взаємодія металу з кислотою.

Залежно від механізму всі хімічні реакції **класифікують** на **прості і складні**.

Простими називаються реакції, що перебігають у одну стадію завдяки одночасному зіткненню молекул, записаних у лівій частині рівняння.

Кожній реакції відповідає кінетичне рівняння, яке може бути встановлене лише експериментальним способом.

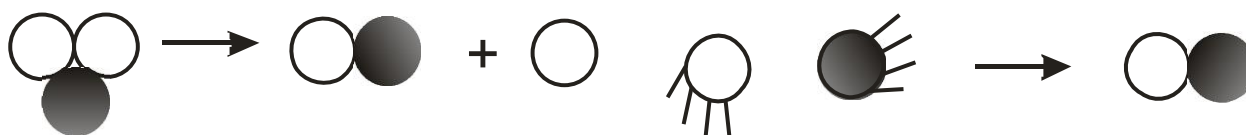
Кінетичним рівнянням хімічної реакції називають **математичну формулу**, що зв'язує **швидкість реакції з концентраціями речовин**.

Для **простих реакцій** кінетичні рівняння відносно прості. Наприклад, для реакції $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$ кінетичне рівняння має вигляд

$$v = - \frac{dC(\text{I}_2)}{dt} = k \cdot C(\text{I}_2) \cdot C(\text{H}_2),$$

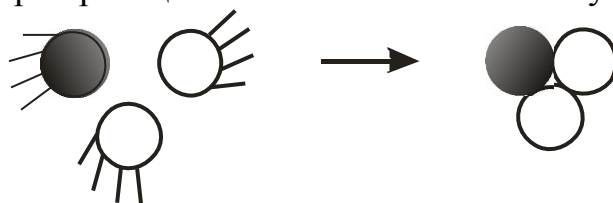
де v – швидкість реакції; $C(\text{I}_2)$ та $C(\text{H}_2)$ – концентрації йоду і водню; k – константа швидкості хімічної реакції; dt – проміжок часу.

У простій реакції можуть брати участь одна, дві або, що трапляється вкрай рідко, три молекули. Тому прості реакції класифікують на мономолекулярні, бімолекулярні і тримолекулярні реакції (рис. 33).



Мономолекулярна реакція

Бімолекулярна реакція



Тримолекулярна реакція

Рисунок 33 – Молекулярність реакції

Складні реакції перебігають у декілька стадій, причому всі стадії зв'язані між собою. Тому кінетичні рівняння складних реакцій більш складні, ніж простих реакцій. Наприклад, для складної реакції $\text{H}_2 + \text{Br}_2 = 2\text{HBr}$

$$v = - \frac{dC(\text{Br}_2)}{dt} = \frac{k \cdot C(\text{H}_2) \cdot C^{0.5}(\text{Br}_2)}{1 + k' C(\text{HBr})/C(\text{Br}_2)}$$

Складність кінетичного рівняння пов'язана із складністю механізму реакції.

Контрольні питання

1. Що таке хімічна кінетика?
2. Що таке механізм хімічної реакції?
3. Сформулюйте поняття «швидкість хімічної реакції».
4. Які реакції називаються: а) простими; б) складними?
5. Що таке кінетичне рівняння хімічної реакції?

§ 49. Чинники, що впливають на швидкість хімічних реакцій

Ключові слова і терміни

| Українські | Англійські | Французькі | Арабські |
|--------------------|--------------------|------------------------|--------------------------------|
| Закон активних мас | low of mass action | loid' action de masses | قانون العمل الجماعي (العام) |

Швидкість хімічної реакції залежить від природи та стану реагуючих речовин і умов, за яких відбувається реакція (температури, концентрації реагуючих речовин, наявності каталізатора).

Вплив природи реагуючих речовин. Сполуки з іонним або ковалентним полярним зв'язком у водних розчинах взаємодіють між собою дуже швидко. Швидкість взаємодії сполук із неполярним ковалентним зв'язком залежить від їхніх хімічних властивостей. Наприклад, реакція водню з фтором перебігає дуже швидко (з вибухом) за кімнатної температури, а реакція водню з йодом відбувається повільно під час нагрівання.

Вплив стану реагуючих речовин. Швидкість хімічної реакції залежить від площі зіткнення реагуючих речовин. Чим більша площа, тим вища швидкість реакції. Щоб збільшити площу контакту між реагуючими речовинами, тверді речовини подрібнюють.

Вплив концентрації реагуючих речовин. Швидкість реакції залежить від кількості зіткнень реагуючих частинок. Чим більше частинок реагуючих речовин міститься в одиниці об'єму, тим частіше відбувається зіткнення між ними, тим вищою є швидкість реакції. Залежність швидкості реакції від концентрації виражає **закон активних мас: швидкість хімічної реакції в кожен момент часу пропорційна концентраціям реагуючих речовин, піднесених до деяких ступенів.**

Якщо рівняння хімічної реакції має вигляд



то формулу закону активних мас можна подати у вигляді

$$v = -\frac{dC(A)}{dt} = k \cdot C_A^{n_1} \cdot C_B^{n_2} \cdot C_D^{n_3}.$$

У цьому рівнянні **k** – константа швидкості хімічної реакції – найважливіша характеристика реакції, вона не залежить від концентрації, а залежить від температури. Константа швидкості хімічної реакції дорівнює швидкості реакції, якщо концентрації всіх речовин дорівнюють 1 моль/л. Показники ступенів **n₁**, **n₂**, **n₃** називають порядками хімічної реакції за окремими реагентами А, В і D. Вони встановлюються тільки експериментальним способом. Для простих реакцій порядки реакцій за реагентами – невеликі цілі числа від нуля до трьох. Для складних реакцій порядки реакцій за реагентами можуть бути і дробовими і від'ємними числами. Сума порядків хімічних реакцій за реагентами називається **порядком** хімічної реакції: **n = n₁ + n₂ + n₃**. Наприклад, реакція водню з йодом має перший порядок за воднем, перший порядок за йодом і загальний другий порядок.

Вплив температури. Відомо, що швидкість більшості хімічних реакцій збільшується з підвищенням температури. Для реакцій, що протікають за порівняно низьких температур, можна використовувати емпіричне **правило Вант-Гоффа: За умови підвищення температури на кожні 10⁰ швидкість реакції зростає в 2–4 рази.**

Це можна виразити формулою
$$\frac{v_{(t_1)}}{v_{(t_2)}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}.$$

Наприклад, для якоїсь реакції відомо, що за умови підвищення температури на 10⁰ швидкість реакції зростає вдвічі. Розрахувати, у скільки разів зросте швидкість цієї реакції за зміни температури від 20⁰С до 80⁰С.

Розв'язок: $v_{80}/v_{20} = 2^{(80 - 20)/10} = 2^6 = 64.$

Відповідь: швидкість реакції зросте в 64 рази.

Вплив каталізаторів. Каталізатори – це речовини, які **прискорюють хімічну реакцію**, але самі водночас не витрачаються, тобто залишаються **хімічно незмінними.**

Каталіз – це зміна швидкості хімічної реакції за наявності каталізатора.

Усі найважливіші промислові процеси протікають за наявності каталізаторів. У живих і рослинних системах протікає величезна кількість каталітичних реакцій. Водночас збільшення швидкості під дією каталізаторів може досягати мільйонів разів.

Механізм дії каталізатора може бути відображений такою схемою:

1. $A + B = AB$ без каталізатора.
2. а) $A + K = AK$;
б) $AK + B = AB + K$ із каталізатором.

Каталізатор (K) спочатку утворює з однією з речовин (A) нестійку проміжну сполуку (AK), а потім другий реагент (B) витісняє його з цієї сполуки.

Контрольні питання

1. Які чинники впливають на швидкість реакцій?
2. Як на швидкість реакції впливає природа реагуючих речовин?
3. Як на швидкість реакції впливає стан реагуючих речовин?
4. Як на швидкість реакції впливає концентрація реагуючих речовин?
5. Сформулюйте закон активних мас.
6. Як впливає на швидкість реакції температура? Сформулюйте правило Вант-Гоффа.

Завдання для самостійної роботи

1. Розрахуйте, у скільки разів зросте швидкість хімічної реакції за умови підвищення температури від 15 С⁰ до 65⁰С, якщо за умови підвищення температури на 10⁰С швидкість реакції зростає: а) вдвічі; б) втричі; в) у 4 рази?

§ 50. Необоротні та оборотні хімічні реакції. Хімічна рівновага. Константа рівноваги

Ключові слова і терміни

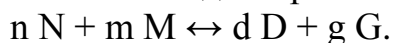
| Українські | Англійські | Французькі | Арабські |
|--------------------|--------------------------|--------------------------|-------------------|
| Зміщення | shift | transformation | وردية |
| Принцип Ле Шательє | Le Chatelier's principle | principe de Le Chatelieu | مبدأ لي-شاتيل |
| Хімічна рівновага | chemical equilibrium | chimical équilibre | التوازن الكيميائي |

За ознакою оборотності розрізняють оборотні та необоротні реакції.

Усі хімічні реакції тією чи іншою мірою **оборотні**, тобто не перебігають до кінця, до повного перетворення початкових речовин на продукти. У реакційній суміші завжди відбувається як **пряма**, так і **зворотна** реакції. У міру витрачання вихідних речовин швидкість прямої реакції спадає, у міру накопичення продуктів швидкість зворотної реакції зростає. Коли ці швидкості порівнюються, встановлюється динамічна рівновага: не відбувається ні накопичення, ні витрачання початкових речовин і продуктів. Сумарна швидкість прямої і зворотної реакції буде дорівнювати нулю. Такий стан системи називається станом **хімічної рівноваги**.

Кількісною характеристикою хімічної рівноваги служить **константа хімічної рівноваги K**. Залежно від того, у якій системі протікає хімічна реакція, константа рівноваги може виражатися по-різному.

Нехай у системі протікає оборотна хімічна реакція між газоподібними речовинами N і M і утворюються газоподібні речовини D і G.



Константа хімічної рівноваги **K_P** у цьому разі може бути знайдена як

$$K_P = \frac{P_D^d \cdot P_G^g}{P_N^n \cdot P_M^m}.$$

У цій формулі всі P_i – парціальні тиски пари всіх компонентів рівноважної газової суміші. Якщо якась речовина не газоподібна, наприклад, речовина M – тверда, то, зважаючи на те, що тиск пари над твердою речовиною сталий, вираз для константи рівноваги набуде вигляду

$$K_P = \frac{P_D^d \cdot P_G^g}{P_N^n}.$$

Якщо ця реакція протікає в розчині, то константу хімічної рівноваги **K_C** виражають через рівноважні молярні концентрації

$$K_C = \frac{C_D^d \cdot C_G^g}{C_N^n \cdot C_M^m}.$$

Чисельне значення константи хімічної рівноваги характеризує глибину перебігу прямої і зворотної реакції. Так, якщо $K \gg 1$, це означає, що переважно протікає пряма реакція. Якщо ж $K \ll 1$, то за цих умов глибше протікає зворотна реакція.

Досягнувши стану хімічної рівноваги, система перебуватиме в ньому доти, поки не будуть змінені зовнішні умови. Це призведе до зміщення хімічної рівноваги в бік однієї з реакцій (прямої або зворотної). Для якісного визначення напрямку зміщення рівноваги в хімічній реакції служить **принцип Ле Шательє**: **Якщо на систему, що перебуває в рівновазі, подіяти ззовні, тобто змінити умови, за яких система перебувала в рівновазі, то в системі з більшою швидкістю почнуть протікати процеси, що послаблюють цю дію.**

На стан хімічної рівноваги найбільше впливають концентрація, тиск, температура.

Так, **збільшення концентрацій вихідних речовин N і M сприяє зростанню швидкості прямої реакції.** Зазначають, що рівновага зміщується в бік прямої реакції. Навпаки, збільшення концентрацій продуктів зміщує рівновагу в бік протікання зворотної реакції.

Під час зміни загального тиску в рівноважній суміші парціальний тиск усіх учасників реакції змінюється в однакове число разів. Якщо в реакції **число молів газів не змінюється**, як, наприклад, у реакції $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \leftrightarrow 2\text{HCl}$, то склад суміші залишається рівноважним і **рівновага не зміщується**. Якщо ж число молів газів у реакції змінюється, то склад суміші газів унаслідок зміни тиску стане нерівноважним, і одна з реакцій почне протікати з більшою швидкістю. Напрямок зміщення рівноваги в цьому разі залежить від того, збільшилося або зменшилося число молів газів.

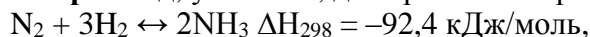
Приклад. Розглянемо реакцію $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$.

Усі учасники цієї реакції – гази. Хай у рівноважній суміші збільшили загальний тиск (стиснули суміш). Рівновага порушиться, у системі почнуть протікати процеси, що призведуть до зменшення тиску. Але тиск пропорційний числу молекул. З рівняння реакції бачимо, що внаслідок протікання прямої реакції число молекул газів зменшується від 4 молів до 2 молів, а внаслідок зворотної – відповідно збільшується. Отже, зменшення загального тиску відбудеться, якщо рівновага зміститься в напрямі протікання прямої реакції. У разі зменшення загального тиску в цій системі рівновага зміститься в напрямку протікання зворотної реакції, що сприяє збільшенню кількості молекул газів, тобто до збільшення тиску.

Загалом у **разі підвищення загального тиску рівновага зміщується в бік реакції, що призводить до зменшення кількості молекул газоподібних речовин**, а в разі зменшення тиску – у бік реакції, у якій збільшується кількість молекул газів.

Для визначення напрямку зміщення рівноваги під час зміни температури системи необхідно знати тепловий ефект (ΔH) реакції. Водночас потрібно пам'ятати, що під час перебігу екзотермічної реакції теплота виділяється, і температура підвищується. Під час перебігу ендотермічної реакції температура падає завдяки поглинанню теплоти. Отже, **під час підвищення температури рівновага завжди зміщується в бік ендотермічної реакції**, а під час зниження – у бік екзотермічної реакції.

Наприклад, у системі, де перебігає оборотна реакція



у разі підвищення температури рівновага зміститься в бік зворотної (ендотермічної) реакції, а під час зниження температури – у бік прямої реакції, яка є екзотермічною.

Запам'ятайте:

- 1) під час визначення напрямку зсуву рівноваги під дією тиску потрібно звертати увагу тільки на молекули газоподібних речовин;
- 2) під час визначення напрямку зсуву рівноваги під дією температури важливий лише знак ентальпії реакції.

Контрольні питання

1. Дайте визначення поняття «хімічна рівновага».
2. Що характеризує константа хімічної рівноваги?
3. Які чинники впливають на стан хімічної рівноваги?
4. Сформулюйте принцип Ле Шательє.

Завдання для самостійної роботи

Визначте напрямок зсуву рівноваги разі збільшення: а) тиску; б) температури для реакцій; в) концентрації реагуючої речовини:

- 1) $2\text{H}_{2(\text{г})} + \text{CO}_{(\text{г})} \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}_{(\text{г})}$;
- 2) $4\text{HCl}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} + 2\text{Cl}_{2(\text{г})}$;
- 3) $\text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{тв})} \rightarrow \text{HCl}_{(\text{г})} + \text{NH}_3_{(\text{г})}$;
- 4) $2\text{N}_{2(\text{г})} + 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} \rightarrow 4\text{NH}_3_{(\text{г})} + 3\text{O}_{2(\text{г})}$;
- 5) $4\text{NO}_{(\text{г})} + 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} \rightarrow 4\text{NH}_3_{(\text{г})} + 5\text{O}_{2(\text{г})}$;
- 6) $2\text{NO}_{2(\text{г})} \rightarrow 2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})}$;
- 7) $\text{Mg}(\text{OH})_{2(\text{тв})} \rightarrow \text{MgO}_{(\text{тв})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$;
- 8) $\text{CaCO}_{3(\text{тв})} \rightarrow \text{CaO}_{(\text{тв})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$;
- 9) $\text{N}_2\text{O}_{4(\text{г})} \rightarrow 2\text{NO}_{2(\text{г})}$;
- 10) $\text{Ca}(\text{OH})_{2(\text{тв})} \rightarrow \text{CaO}_{(\text{тв})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{рід})}$.

РОЗДІЛ 6. РОЗЧИНИ. ОСНОВИ ЕЛЕКТРОХІМІЇ

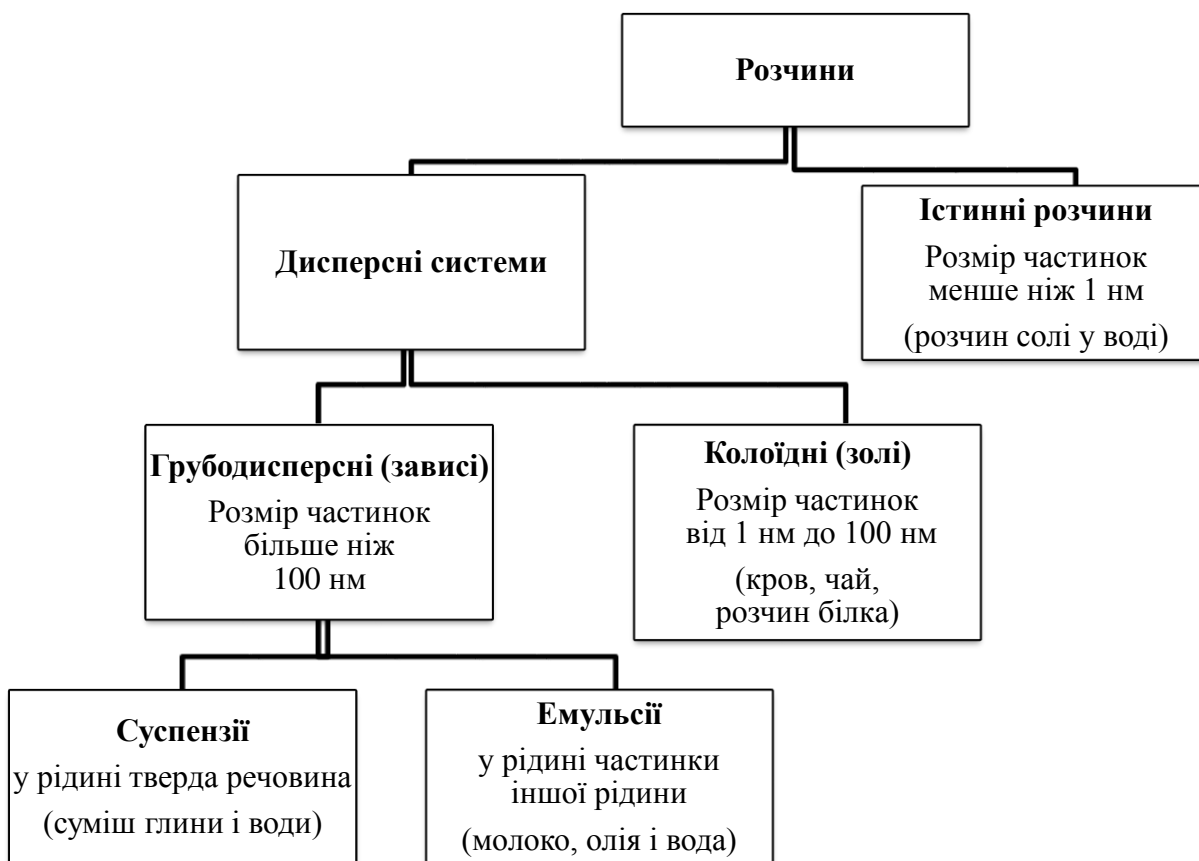
§ 51. Класифікація розчинів

Ключові слова і терміни

| Українські | Англійські | Французькі | Арабські |
|-----------------------|-------------------------|----------------------|--------------|
| Розчин | solution | solution | حل ، محلول |
| Розчинник | (dis)solvent | dissolvant | مذيب |
| Розчинена речовина | permeate, solute | soluté | مواد مذيبه |
| Механічна суміш | mechanical mixture | mélange mécanique | خلط ميكانيكي |
| Фільтрування | filtering | filtrage | الفلتره |
| Відстоювання | desilting | régler | المناصرة |
| Кристалічна структура | crystal(line) structure | structure de crystal | هيكل بلوري |

Розчин – це гомогенна стійка система змінного складу, що складається з кількох компонентів: **розчинника, розчиненої речовини** (одного або декількох) і **продуктів їхньої взаємодії**.

Розчинена речовина в розчинах міститься у вигляді молекул або іонів (в істинних розчинах розмір часток не перевищує 10^{-9} м).



Відмінні ознаки істинних розчинів: прозорість і висока стійкість. Вони не розділяються на складові протягом тривалого часу.

У розчинів є загальні риси з механічними сумішами та хімічними сполуками і відмінності від них. Як і механічні суміші, розчини можуть мати змінний склад. Але, на відміну від них, розчини не можна розділити на

компоненти простими фізичними методами (фільтруванням, відстоюванням тощо).

Залежно від агрегатного стану розчини діляться на три групи:

1. Газоподібні розчини – це суміш газів, які не взаємодіють між собою, наприклад, повітря, природний газ, суміші CO і CO₂, N₂ і NO та ін.

2. Рідкі розчини – це гомогенні системи, утворені під час розчинення газоподібних, рідких або твердих речовин у рідкому розчиннику, яким може бути вода, безводна сульфатна кислота та інші рідини або органічні сполуки (етанол, ацетон, бензол, тетрахлорметан тощо).

У рідких розчинах протікає більшість реакцій, оскільки в них створюються оптимальні умови для переміщення і зближення молекул. Найважливіше значення серед рідких розчинів мають системи, у яких розчинником є вода, тому що в них протікають біологічні, геологічні, хімічні і технологічні процеси (отримання кислот, солей, лугів). Усі природні води є розчинами.

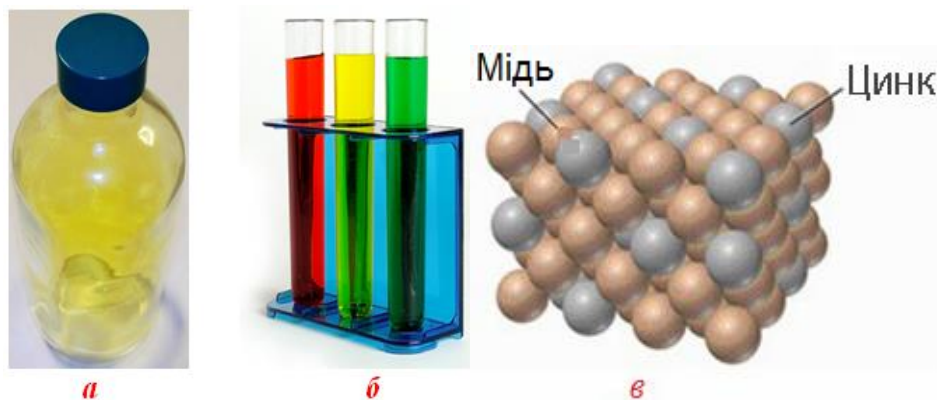


Рисунок 34 – Агрегатний стан розчинів:
а) газоподібний; б) рідкий; в) твердий

3. Тверді розчини, які можуть бути утворені солями, металами або оксидами. У твердих розчинах розчинником вважається речовина, яке зберігає свою кристалічну структуру.

Тверді розчини діляться на два типи: тверді розчини заміщення (утворюються під час кристалізації рідких розчинів або парів речовин), тверді розчини впровадження (утворюються під час закріплення молекул, атомів або іонів однієї речовини в пустотах кристалічної ґратки іншої речовини).

До кінця минулого століття сформувалися два діаметральні погляди на природу розчинів – **фізична** і **хімічна** теорії. Прихильники фізичної теорії (Рауль, Вант-Гофф, Арреніус) розглядали розчини як механічні суміші, утворені під час подрібнення розчиненої речовини в середовищі розчинника.

Частіше під час **утворення розчинів** відбуваються зміни, характерні для **хімічних процесів**, а саме:

- невідповідність сумарного об'єму розчину сумі об'ємів розчинника і розчиненої речовини;
- виділення або поглинання тепла під час розчинення;
- зміна забарвлення під час утворення розчину.

Згідно із сучасними уявленнями утворення розчинів може відбуватися на основі фізичної та хімічної взаємодій. Фізична взаємодія здійснюється на відстанях, що значно перевищують розміри молекул. Хімічна взаємодія здійснюється на близьких відстанях за участі молекулярних (атомних) орбіталей, утворюючи водневі, донорно-акцепторні зв'язки між частинками. Залежно від природи сил продукти взаємодії, які утворилися в розчинах, мають різну стійкість: від миттєвих до сполук, які можна виділити з розчину. Отже, **розчинення** – це складний фізико-хімічний процес, під час якого відбувається взаємодія між частинками розчинника та розчиненої речовини.

Отже, розчини якісно відрізняються і від хімічних сполук, і від механічних сумішей. Властивості розчинів не можуть бути зведені ні до чисто хімічних закономірностей, ні до фізичних законів.

Контрольні питання

1. Дайте визначення понять «розчин», «розчинність», «розчинена речовина», «розчинник».
2. На які типи за агрегатним станом підрозділяються розчини? Наведіть приклади.

Завдання для самостійної роботи

Запропоновані завдання мають по чотири варіанти відповідей, з яких правильним може бути один або кілька.

1. Виберіть твердження, що характеризує розчин.
 - а) речовина в рідкому стані;
 - б) хімічна сполука;
 - в) однорідна суміш речовин;
 - г) гетерогенна система.
2. На які групи поділяються розчини за агрегатним станом:
 - а) грубодисперсні, середньодисперсні, тонкодисперсні;
 - б) насичені, ненасичені, пересичені;
 - в) розбавлені і концентровані;
 - г) газоподібні, рідкі, тверді?
3. Що називається істинним розчином, або просто розчином:
 - а) гомогенна система, що складається з розчинника, розчинених речовин і продуктів їхньої взаємодії;
 - б) система, у якій одна рідина рівномірно розподілена в іншій рідині;
 - в) система, у якій частинки газу розміром більше ніж 10^{-6} м рівномірно розподілені в рідині;
 - г) система, у якій тверді частинки розміром 10^{-6} м рівномірно розподілені в газі?
4. У справжніх розчинах розмір розчинених частинок коливається в межах (м):
 - а) 10^{-9} – 10^{-10} ;
 - б) 10^{-1} – 10^{-2} ;
 - в) 10^{-6} – 10^{-7} ;
 - г) 1,0–10.
5. За якою ознакою можна відрізнити справжні розчини від механічних сумішей:
 - а) змінний склад;
 - б) агрегатний стан;
 - в) тепловий ефект під час утворення;
 - г) можливість поділу на компоненти фізичними методами?

§ 52. Способи виразу складу розчинів

У природі немає абсолютно нерозчинних речовин. Властивість речовини розчинятися в даному розчиннику за заданих умов (температури, тиску) чисельно характеризується **розчинністю** – максимальною масою речовини, яка може розчинитись у 100 г розчинника.

За розчинністю всі речовини ділять на три групи. Якщо в 100 г води розчиняється більше ніж 10 г, то така речовина називається **добре розчинною** (р). Якщо в 100 г води розчиняється менше ніж 1 г речовини – **малорозчинною** (м), а коли розчиняється менше ніж 0,01 г речовини – **нерозчинною** (н).

Розчин, у якому на 100 г розчинника випадає маса розчиненої речовини, що дорівнює її розчинності, називається **насиченим**. Наприклад, розчинність натрій хлориду у воді при 20 °С дорівнює 36 г, що є максимальною масою солі, яка може розчинитись у 100 г води. Коли ж до даного розчину додати ще трохи солі, то добавлений надлишок солі не розчиниться і залишиться у вигляді осаду. Насичені розчини в практиці трапляються значно рідше, ніж ненасичені. Такі розчини, які містять значно менше від можливої кількості розчиненої речовини, називають розведеними, а з високою (близькою до максимальної) кількістю розчиненої речовини – концентрованими.

Розчинність більшості твердих речовин із підвищенням температури збільшується. Розчинність газів, навпаки, зменшується з підвищенням температури. Тиск впливає лише на розчинність газів. Зі зменшенням тиску розчинність газів зменшується.

У таблиці 19 подано вплив різних чинників на процес розчинення.

Таблиця 19 – Вплив різних чинників на процес розчинення

| | | | |
|---------------------------------------------------|-------------------------------|-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------|---------------------------------------------------------|
| Вплив різних чинників на процес розчинення | → природа розчиненої речовини | → | добре розчинні (у 100 г води 10 г р. р.) (іонні, к. п.) |
| | | → | малорозчинні (в 100 г – 0,01–1 г р. р.) (к. н.) |
| | | → | погано розчинні |
| | | → | практично не розчинні (у 100 г менше ніж 0,01 г р. р.) |
| | → | природа розчинника | |
| | → | температура – з підвищенням температури збільшується розчинність рідин і твердих речовин, а газів – зменшується | |
| | → | тиск – з підвищенням тиску збільшується розчинність газів | |
| | → | концентрація – чим менша, тим розчинність краща | |
| | → | перемішування подрібнених речовин | |

Отже, для якісного оцінювання концентрації розчину застосовують терміни: розведений і концентрований, але кордони між ними умовні. А для кількісного оцінювання розчинів користуються **концентрацією**, яка

характеризує кількість розчиненої речовини, яка міститься в певній кількості розчину або в певній кількості розчинника.

Для точного вираження концентрації розчину застосовують кілька способів.

1. **Масова частка w** – це величина, що дорівнює відношенню маси розчиненої речовини ($m_{p.реч.}$) до маси всього розчину ($m_{p-ну}$). Масова частка виражається в частках одиниці або у відсотках

$$w = \frac{m_{p.реч.}}{m_{p-ну}} \cdot 100 \% .$$

2. **Об'ємна частка φ** виражається в частках одиниці або у відсотках

$$\varphi = \frac{V_{p.реч.}}{V_{p-ну}} \cdot 100\% ,$$

де $V_{p.реч.}$ – об'єм розчиненої речовини; $V_{p-ну}$ – об'єм розчину.

3. **Молярна концентрація (молярність) розчину** визначається кількістю молей розчиненої речовини в 1 дм^3 (1 л) розчину.

$$C_M = \frac{n}{V} .$$

Основною одиницею молярної концентрації в системі СІ є моль/ м^3 . Проте частіше застосовують таку одиницю, як моль/ дм^3 . Отже, молярна концентрація показує кількість молей розчиненої речовини, яка міститься в 1 дм^3 розчину.

Молярну концентрацію здебільшого позначають символом C_M , а після конкретного числового значення великою буквою M .

Наприклад: $C_M(\text{NaOH}) = 3 \text{ моль/дм}^3$, або $C_M(\text{NaOH}) = 3 \text{ M}$, чи 3 M NaOH .

4. **Нормальна (еквівалентна) концентрація (нормальність розчину)** визначається кількістю еквівалентів (**еквівалентних мас**) $n_{\text{екв}}$ розчиненої речовини в 1 л розчину. Такий спосіб виразу концентрації ще називають **молярною концентрацією еквівалентів**. Позначається здебільшого буквами C_N , N або після конкретного числового значення малою буквою n . Одиниця виміру молярної концентрації еквівалентів (нормальності) **моль · екв/ м^3** чи **моль · екв/л**. Наприклад, $2n$ розчин сульфатної кислоти означає, що в 1 л розчину міститься два еквіваленти цієї речовини

$$C_N = \frac{n_{\text{екв.}}}{V} .$$

5. **Моляльна концентрація** визначається кількістю молей розчиненої речовини в 1000 г (1 кг) розчинника. Одиниця моляльності – моль на кілограм (моль/кг). Позначають моляльність символом C_m .

$$C_m = \frac{n}{m_{p-ка}} .$$

Наприклад, моляльність розчину NaOH дорівнює 2 моль/кг. Це означає, що на кожен кілограм розчинника припадає 2 моль, або 80 г натрій гідроксиду.

Контрольні питання

1. Які способи вираження концентрації розчинів ви знаєте?
2. Що таке масова частка, у яких одиницях вона виражається?
3. Що таке молярна концентрація? Назвіть одиниці вимірювання молярної концентрації.
4. Які розчини називаються сантимольними і децимольними?

Завдання для самостійної роботи

1. Що є характеристикою складу розчину:
а) концентрація; б) маса; в) об'єм; г) густина?
2. Масова частка розчиненої речовини в розчині – це величина, яка характеризується відношенням ...
а) маси розчину до його об'єму;
б) маси розчиненої речовини до маси всього розчину;
в) маси розчину до маси розчиненої речовини;
г) маси розчиненої речовини до маси розчинника.
3. Що означає вираз 0,5 молярний розчин:
а) в 1 мл розчину міститься 0,5 г розчиненої речовини;
б) в 1 л розчину міститься 0,5 кг розчиненої речовини;
в) у 100 г розчину міститься 0,5 моля розчиненої речовини;
г) в 1 л розчину міститься 0,5 моля розчиненої речовини?
4. Що означає вираз 20% водний розчин солі :
а) у 100 г розчину міститься 20 г солі;
б) у 100 г води міститься 20 г солі;
в) в 1 л розчину міститься 20 г солі;
г) у 20 л розчину міститься 20 г солі?
5. За якого співвідношення солі і води можна приготувати розчин із масовою часткою 0,1 (10 %):
а) 10 г солі і 100 г води; б) 1 г солі і 135 г води;
в) 100 г солі і 900 г води; г) 5 г солі і 55 г води?
6. Яке твердження належить до 15 % водного розчину солі:
а) у 150 г розчину міститься 10 г солі; б) у 100 г розчину міститься 15 г солі;
в) у 170 г води розчинено 30 г солі; г) у 255 г води розчинено 35 г солі?
7. Чому дорівнює масова частка і об'єм розчину, що містить 25 г кислоти і 100 г води, якщо густина розчину 1,2 г/мл:
а) $w = 25 \%$; б) $w = 20 \%$; в) $V = 104$ мл; г) $V = 120$ мл?
8. Яким має бути співвідношення мас солі і води для приготування розчину з масовою часткою 0,5:
а) 5 г солі і 100 г води; б) 5 г солі і 95 г води;
в) 10 г солі і 110 г води; г) 5 г солі і 50 г води?
9. Чому дорівнює масова частка (%) розчиненої речовини в розчині, утвореному під час розчинення 15 г солі в 85 г води:
а) 85 %; б) 35 %; в) 25 %; г) 15 %?
10. Яку масу води необхідно взяти для приготування розчину з масовою часткою 0,5, якщо маса солі дорівнює 10 г:
а) 50 г; б) 20 г; в) 30 г; г) 10 г?
11. У 75 г води розчинили 25 г речовини. Чому дорівнює відсоткова концентрація отриманого розчину:
а) 20 %; б) 80 %; в) 25 %; г) 0,20?
12. Яку масу солі потрібно взяти для приготування 1000 г розчину з масовою часткою 10 %:
а) 50 г; б) 150 г; в) 200 г; г) 100 г?

13. Яка маса розчиненої речовини міститься в 1000 г розчину з масовою часткою 0,5:
а) 5 г; б) 50 г; в) 0,5 г; г) 500 г?
14. Яка маса розчиненої речовини міститься в 1000г розчину з масовою часткою 0,005:
а) 5 г; б) 50 г; в) 0,5 г; г) 500 г?
15. Яку масу солі потрібно взяти для приготування 200 г розчину з масовою часткою 10 %:
а) 20 г; б) 30 г; в) 10 г; г) 40 г?
16. У 500 мл розчину міститься 7,4 г $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Чому дорівнює молярна концентрація цього розчину? $M(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 74 \text{ г/моль}$.
а) 0,1; б) 0,2 М; в) 0,4 М; г) 0,3 М.
17. Скільки води потрібно долити до 200 г 30 % розчину, щоб концентрація знизилася до 6%:
а) 1000 г; б) 300 г; в) 500 г; г) 800 г?
18. З 500 г 20 % розчину солі випарили 100 г води. Якою стала масова частка отриманого розчину:
а) 50 %; б) 25 %; в) 30 %; г) 20 %?
19. Змішали 200 г розчину з масовою часткою 20 % і 200 г розчину з масовою часткою 10 %. Якою стала масова частка отриманого розчину:
а) 30 %; б) 25 %; в) 15 %; г) 20 %?
20. У якому об'ємі 0,01 розчину міститься 20 г NaOH ? $M(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль}$.
а) 50 л; б) 50 мл; в) 0,5 л; г) 5 л.
21. У 1 кг розчину, у якому масова частка речовини дорівнює 0,1, розчинили ще 0,5 кг такої самої речовини. Якою стала масова частка отриманого розчину:
а) 0,6; б) 0,5; в) 0,55; г) 0,4?
22. До 500 г 20 % розчину солі долили 300 г води. Якою стала масова частка отриманого розчину:
а) 12,5 %; б) 10 %; в) 15 %; г) 25 %?
23. Яку масу солі Na_2SO_4 необхідно взяти для приготування 500 мл 0,5 М розчину? $M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 142 \text{ г/моль}$:
а) 142 г; б) 71 г; в) 35,5 г; г) 14,2 г.
24. Чому дорівнює масова частка розчиненої речовини та об'єм розчину, отриманого в разі розчинення 15 г солі в 135 г води, якщо густина цього розчину становить 1,1 г/мл:
а) $w = 10 \%$, $V = 165 \text{ мл}$; б) $w = 15 \%$, $V = 136 \text{ мл}$;
в) $w = 11 \%$, $V = 136 \text{ мл}$; г) $w = 11 \%$, $V = 123 \text{ мл}$?
25. Розчин натрій гідроксиду об'ємом 100 мл має густину 1,3 г/мл. Чому дорівнює маса цього розчину:
а) 100 г; б) 77 г; в) 130 г; г) 101,3 г?

§ 53. Положення теорії електролітичної дисоціації

Ключові слова і терміни

| Українські | Англійські | Французькі | Арабські |
|--------------------|-----------------------------|-----------------------|-----------------------------|
| Провідність | conductivity | conductance | فرصة |
| Провідник | conductor | conducteur | لصوم |
| Електроліт | electrolyte | électrolyte | عابر هكلا ب |
| Розщеплення | breaking up, disintegration | scission | قشد |
| Дисоціація | dissociation | dissociation | لكفتلا |
| Асоціація | association | association | تجمع |
| Хаотично | chaotic | chaotique | يئاوشعل كئشب |
| Ступінь дисоціації | degree of dissociation | degré de dissociation | لكفتلا مجرد |
| Сильний електроліт | strong electrolyte | électrolyte puissant | عابر هكلا ب لحنملا تيورق |
| Слабкий електроліт | weak electrolyte | électrolyte faible | لحنملا فعضد عابر هكلا ب |

Дисоціація – це процес розпаду молекул електролітів на іони за допомогою полярних молекул води в розчинах.



Теорія електролітичної дисоціації (розробив шведський учений Сванте Арреніус у 1887 році, доповнили російські учені Д. І. Менделєєв, Й. Каблуков і В. Кистяковський):

1. Усі речовини діляться на електроліти та неелектроліти.

Електроліти – це речовини, розчини і розплави яких проводять електричний струм (кислоти, луги, розчинні солі).

Розчини **неелектролітів** не проводять електричний струм. До неелектролітів належать такі: оксиди, нерозчинні неорганічні речовини та всі органічні речовини (крім кислот).

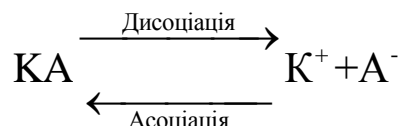
2. Молекули електролітів у воді розпадаються на іони: катіони (+) та аніони (-).

3. Сума зарядів катіонів у розчині дорівнює сумі зарядів аніонів. Тому розчин – електронейтральний.

Наприклад, для $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$: $2 \cdot (+3) + 3 \cdot (-2) = +6 - 6 = 0$.

4. Дисоціація – оборотний процес (\leftrightarrow). Паралельно з дисоціацією (\rightarrow) відбувається асоціація (\leftarrow).

Наприклад, рівняння дисоціації молекули електроліту КА на катіон K^+ та аніон A^- записується так:



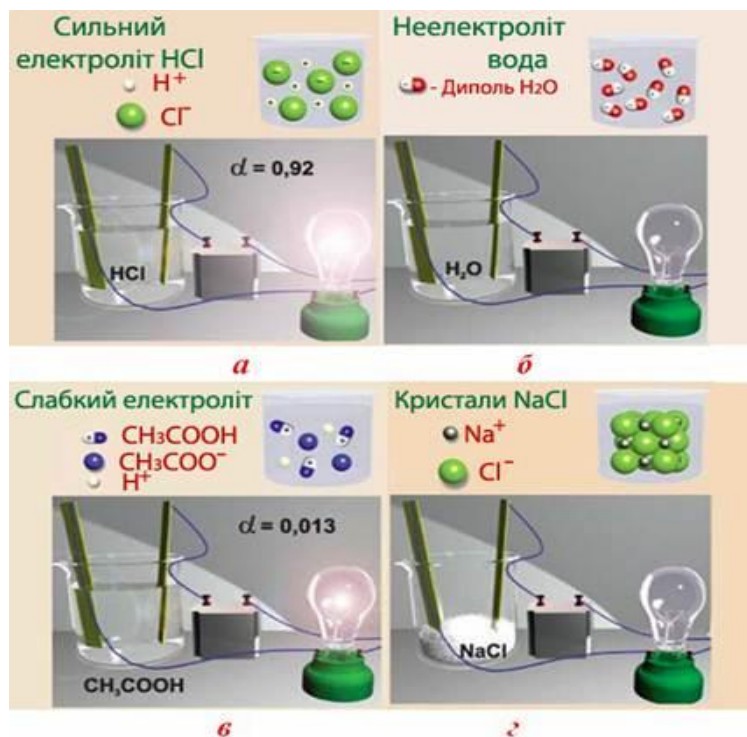


Рисунок 35 – Неелектроліти: дистильована H_2O та кристалічний NaCl та електроліт – розчин солі, де електричний заряд переносять іони Na^+ и Cl^-

5. Іони в розчині рухаються хаотично. Але під час пропускання електричного струму через розчин катіони починають рухатися до катода, аніони – до анода. На електродах відбувається електроліз.

6. Властивості молекул та іонів – різні. Наприклад, Cl_2 – газ зеленого кольору, з різким, неприємним запахом, отруйний. Cl^- у розчині ні запаху, ні кольору не має, корисний для організму.

7. Реакції в розчинах електролітів відбуваються між іонами в напрямку утворення слабкіших електролітів, ніж початкові.

Причини та умови електролітичної дисоціації

1. Молекули електроліту повинні бути полярні (зв'язки в молекулах іонні або ковалентні полярні).

2. Молекули розчинника також повинні бути полярними. Вода – полярний розчинник.

3. Між молекулами електроліту та розчинника має відбуватися взаємодія. Електроліт повинен бути розчинним у воді.

Механізм дисоціації

Процес дисоціації ділиться на три стадії:

1. Гідрофільна речовина у воді притягає деяку кількість диполів води. Ця взаємодія називається **гідратацією кристала** або молекули. Це – екзотермічний процес, $\Delta Q > 0$, $\Delta H < 0$.

2. Сили взаємодії речовини з водою призводять до **руйнування** кристала або молекули та **дисоціації**. Це – ендотермічний процес. $\Delta Q < 0$, $\Delta H > 0$.

3. Потім відбувається **дифузія** гідратованих іонів. Дифузія – самовільний процес. $\Delta Q = 0$, $\Delta H = 0$.

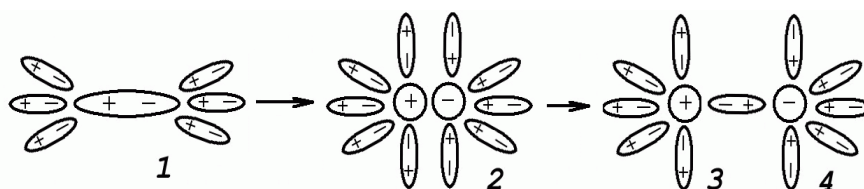


Рисунок 36 – Схема дисоціації полярної молекули на іони:

- 1 – полярна молекула на початку гідратації;
- 2 – перехід полярної молекули в іонну під дією диполів води розчинника;
- 3 – гідратований катіон ($K^+_mH_2O$);
- 4 – гідратований аніон ($A^-_nH_2O$)

Гідратація іонів (загалом – сольватація) – основна причина дисоціації. Вона частково ускладнює їхнє зворотнє сполучення в молекулу.

Гідратовані іони можуть мати як сталу, так і змінну кількість молекул води. Гідрат сталого складу утворює іон водню H^+ із молекулою води – H_3O^+ , його називають іоном гідроксонію.

У розчинах існують тільки іони H_3O^+ , які для спрощення умовно позначають символом H^+ .

Контрольні питання

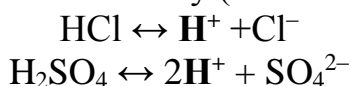
1. Що називається неелектролітами? Наведіть приклади неелектролітів.
2. Які речовини називаються електролітами?
3. Що таке електролітична дисоціація?
4. Що відбувається з електролітами в розчинах і розплавах?
5. Які іони називаються катіонами, а які – аніонами?
6. Як називається процес, зворотний до електролітичної дисоціації?
7. У якому напрямку переміщуються іони електроліту в електричному полі?

§ 54. Особливості дисоціації розчинів кислот, основ і солей

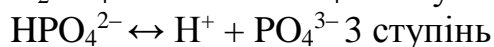
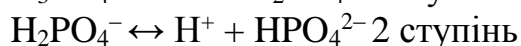
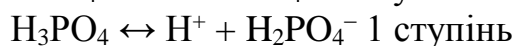
Ключові слова та терміни

| Українські | Англійські | Французькі | Арабські |
|--------------------|--------------------------|--------------------|-----------------|
| Індикатор | indicator | indicateur | مؤشر |
| Основність кислоти | basicity of acid | basite de acide | اساسيات الحمض |
| Багатоосновний | polybasic | polybasique | الأساس متعدد |
| Кислотність основи | acidity of base | acidite de base | حموضة |
| Основна сіль | basic salt, hydroxy salt | sel basique | أساسي ملح |
| Кисла сіль | acid salt | sel aigre | حامض ملح |
| Багатоокислотний | polyacid | multi-acide | الأمحاض متعدد |
| Амфотерний | amphoteric | amphotère | مذبذب |
| Водневий показник | hydrogen ion exponent | indice d'hydrogène | الهيدروجين مؤشر |

Кислоти – це електроліти, які у водному розчині дисоціюють з утворенням іона H^+ і кислотного залишку (аніона кислоти).



Багатоосновні кислоти дисоціюють ступінчасто:



Перший ступінь йде більш активно, ніж другий, а другий більш активно, ніж третій. Проте H^+ може існувати самостійно тільки в газах, у розчинах H^+ миттєво приєднується до молекули H_2O за донорно-акцепторним механізмом та утворює $[\text{H}_3\text{O}^+]$ – іон гідроксонію.

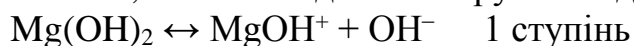


Крім іону H_3O^+ , інших позитивно заряджених іонів у розчинах кислот не утворюється. $[\text{H}_3\text{O}^+]$ додає розчину кислий смак, створює кисле середовище ($\text{pH} < 7$) та змінює забарвлення індикаторів.

Основи – це електроліти, які в розчинах дисоціюють з утворенням катіона металу та **гідроксид аніона (OH^-)**:



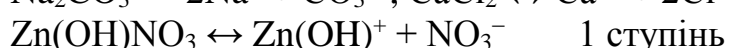
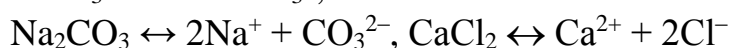
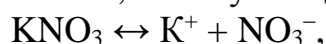
Основи, які мають декілька груп OH^- дисоціюють ступінчасто:



Крім OH^- -іонів, інших негативно заряджених іонів у розчинах основи не утворюють. OH^- -іони створюють лужне середовище розчину ($\text{pH} > 7$) і змінюють забарвлення індикаторів.

Солі – це електроліти, які під час дисоціації утворюють катіони металу та аніон кислотного залишку.

Середні солі дисоціюють **повністю, кислі, основні та комплексні – ступінчасто**, але ступінь дисоціації за другим ступенем дуже малий:



§ 55. Ступінь дисоціації. Сильні та слабкі електроліти.

Константа дисоціації

Електролітична дисоціація – це оборотний процес, у розчинах електролітів разом з іонами є й молекули. Тому розчини електролітів характеризуються ступенем дисоціації та константою дисоціації.

Ступінь дисоціації (α) – це відношення числа молекул, що розпалися на іони (n), до загального числа молекул (N) розчиненої речовини

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

Якщо $\alpha = 0$, то дисоціації немає, а якщо $\alpha = 1$, або 100 %, то електроліт повністю розпадається на іони.

Ступінь дисоціації залежить від природи речовини і розчинника, температури і концентрації розчину. Ступінь дисоціації зростає в разі збільшення температури і розбавлення розчину, тобто в разі зменшення концентрації речовини в розчині.

За ступенем дисоціації всі електроліти діляться на сильні та слабкі: **сильні електроліти** під час розчинення у воді повністю дисоціюють на іони; **слабкі електроліти** під час розчинення у воді лише частково дисоціюють на іони.

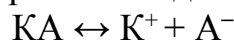
Таблиця 20 – Розподіл електролітів за ступенем дисоціації

| Сильні ($\alpha > 30\%$) | Слабкі ($\alpha < 3\%$) |
|-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Кислоти | |
| H ₂ SO ₄ , HNO ₃ , HCl, HClO ₄ , HMnO ₄ , HBr, H ₂ CrO ₄ , H ₂ Cr ₂ O ₇ та інші | H ₂ SiO ₃ , H ₂ CO ₃ , HCN, HSCN, H ₃ BO ₃ , HNO ₂ , H ₂ SO ₃ , H ₃ PO ₃ , H ₂ S, CH ₃ COOH, C ₁₇ H ₃₅ COOH, H ₃ PO ₄ , HF та інші |
| Основи | |
| Всі луги: NaOH, KOH, Ba(OH) ₂ , LiOH, RbOH, CsOH та інші | Малорозчинні у воді: Ca(OH) ₂ , NH ₄ OH. Нерозчинні у воді: Fe(OH) ₃ , Al(OH) ₃ , Cu(OH) ₂ , Mg(OH) ₂ та інші |
| Солі | |
| Розчинні у воді солі | Малорозчинні у воді солі Нерозчинні у воді солі |

Константа дисоціації (K_d) – це відношення добутку молярних концентрацій іонів до молярної концентрації молекул.

Це важлива характеристика електроліту. Чим більше K_d , тим сильніший електроліт, тим більше іонів він утворює.

Константа дисоціації справедлива для слабких і середньої сили електролітів. Вона є константою рівноваги для реакції



$$K_d = \frac{[K^+] \cdot [A^-]}{[KA]}$$

де $[K^+]$ – концентрація катіонів,

$[A^-]$ – концентрація аніонів,

$[KA]$ – концентрація молекул KA.

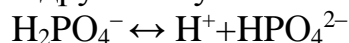
Константа рівноваги не залежить від концентрації, а залежить тільки від температури, природи розчинника та розчиненої речовини.

– перший ступінь:



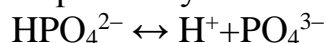
$$K_1 = \frac{[H^+] \cdot [H_2PO_4^-]}{[H_3PO_4]}$$

– другий ступінь:



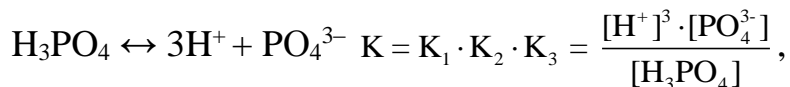
$$K_2 = \frac{[H^+] \cdot [HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]}$$

– третій ступінь:



$$K_3 = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{PO}_4^{3-}]}{[\text{HPO}_4^{2-}]}$$

Загальне рівняння дисоціації



завжди $K_1 > K_2 > K_3$.

Іонні рівняння реакцій

Згідно з теорією електролітичної дисоціації у водних розчинах молекули електролітів дисоціюють на іони, тому реакції в них протікають між іонами. Вони називаються **іонними реакціями**, а рівняння цих реакцій – **іонними рівняннями**.

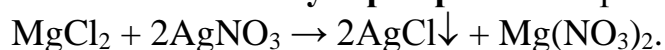
Реакції іонного обміну – це реакції між іонами, які утворилися внаслідок дисоціації електролітів.

Правила складання іонних рівнянь реакцій:

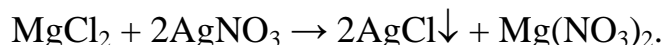
1. Розчинні у воді речовини повністю дисоціюють і містяться в розчині у вигляді іонів.
2. Нерозчинні у воді сполуки (прості речовини, оксиди, слабкі кислоти, слабкі основи та нерозчинні солі) не дисоціюють.
3. Речовини малодисоційовані, малорозчинні (ті, що випадають в осад (↓)) і газоподібні (↑) зображають у вигляді молекул.
4. У реакціях використовують розчини речовин, тому навіть малорозчинні речовини містяться в розчинах у вигляді іонів.
5. Якщо малорозчинна речовина утворюється внаслідок реакції, то, записуючи іонне рівняння, її вважають нерозчинною.
6. Сума електричних зарядів іонів у лівій і в правій частинах рівняння повинна бути однаковою.

Порядок складання іонних рівнянь реакції:

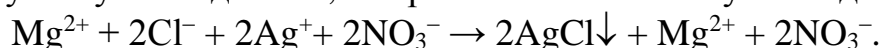
1. Записати **молекулярне рівняння** реакції, розставити коефіцієнти:



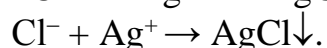
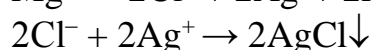
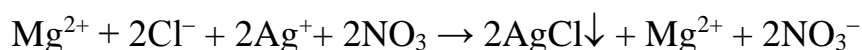
2. Визначити розчинність кожної з речовин за допомогою таблиці розчинності:



3. Записати **повне іонне рівняння** реакції, у якому розчинні речовини записують у вигляді іонів, а нерозчинні залишити у вигляді молекул

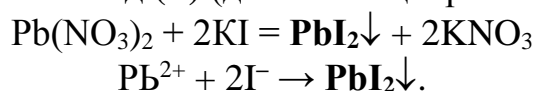


4. Скласти **скорочене іонне рівняння**, скоротити однакові іони з обох боків

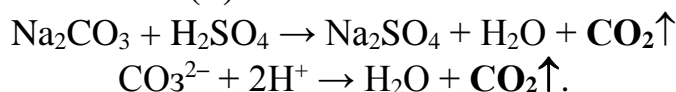


Умови безповоротності реакцій іонного обміну

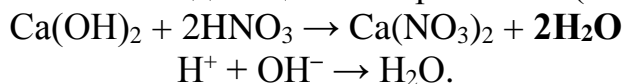
1. Якщо утворюється **осад** (\downarrow) (див. таблицю розчинності в додатку Б):



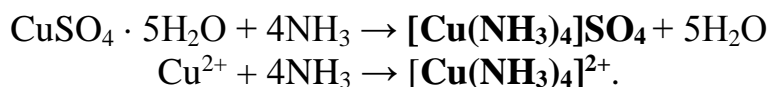
2. Якщо виділяється **газ** (\uparrow)



3. Якщо утворюється малодисоційована речовина (H_2O)



4. Якщо утворюються комплексні сполуки (малодисоційовані комплексні іони)



Якщо внаслідок реакції не утворюється осад або газ, або малодисоційована сполука (H_2O), або комплексні іони, реакції обміну не відбувається.

Наприклад, $\text{NaCl} + \text{KNO}_3 \leftrightarrow \text{NaNO}_3 + \text{KCl}$

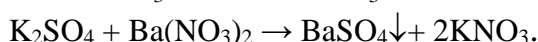
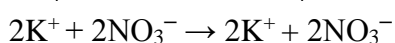
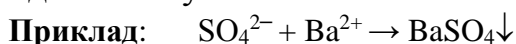


Скорочене іонне рівняння показує:

– які іони беруть участь в утворенні продукту даної реакції;

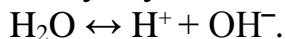
– запис якісної реакції на дані іони.

На основі іонного рівняння легко написати молекулярне. Для цього потрібно до іонів лівої частини приписати іони протилежного знаку, які б утворювали з вихідними іонами розчинні сполуки, потім такі ж самі іони і в тій самій кількості написати у правій частині рівняння, після чого об'єднати іони у відповідні молекули.



Дисоціація води. Водневий показник. рН розчинів

Чиста вода дуже погано проводить електричний струм, але все-таки є слабким електролітом і в незначному ступені дисоціює на іони за реакцією



За величиною електропровідності чистої води можна обчислити концентрацію іонів водню та іонів гідроксилу у воді. При 25 °С вона дорівнює **10⁻⁷ моль/л.**

Напишемо вираз для константи дисоціації води:

$$K_d = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16} \text{ (при } 22 \text{ }^\circ\text{C)}.$$

У знаменнику дробу – концентрація недисоційованих молекул води, яку можна вважати постійною і визначити в 1 л, взявши масу 1 л води за 1000 г

$$[\text{H}_2\text{O}] = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{1000}{18} = 55,56 \text{ моля.}$$

$$K_d(\text{H}_2\text{O}) = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{55,56} = 1,8 \cdot 10^{-16}.$$

$$[\text{H}^+] \square [\text{OH}^-] = K_d \cdot [\text{H}_2\text{O}]. \text{ або } [\text{H}^+] \square [\text{OH}^-] = 1 \square 10^{-14}.$$

Іонний добуток води $[\text{H}^+] \square [\text{OH}^-] = 10^{-14} = \text{const}$

Водневий показник (pH) – це негативний десятковий логарифм молярної концентрації гідроген-іонів. Величина pH використовується для характеристики кислотності розчину.

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$$

$$\text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-]$$

Якщо концентрація іонів водню дорівнює $[\text{H}^+]$, то $\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$:

- у чистій воді $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$;
- у кислих розчинах $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$ і $\text{pH} < 7$;
- у лужних розчинах $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$ і $\text{pH} > 7$.

Наприклад:

1) якщо молярна концентрація HCl у розчині дорівнює 10^{-3} моль/л, тоді $\text{pH} = -\lg 10^{-3} = 3$;

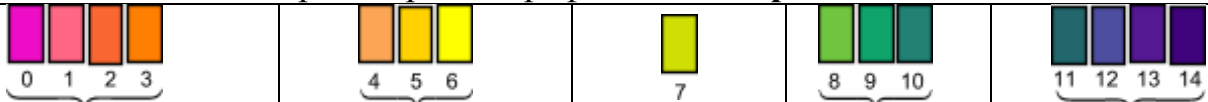
2) якщо молярна концентрація NaOH у розчині дорівнює 10^{-2} моль/л, $\text{pOH} = -\lg 10^{-2} = 2$, тоді $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2 = 12$.

Для розчинів **слабких електролітів**, у яких кількість іонів значно менша за концентрацію кислоти чи основи, треба знати значення ступеня або константи дисоціації.

$$\text{pH} = -\lg (C \square \alpha)$$

згідно із законом Освальда $\alpha = \sqrt{\frac{K}{C}}$, де K – константа дисоціації слабого електроліту; C – концентрація розчину електроліту.

Наочно значення pH зображає графік – **шкала pH**.

| | |
|-----------------|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| РЕАКЦІЯ РОЗЧИНУ |  |
| | <div style="display: flex; justify-content: space-around;"> 0 1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14 </div> |
| | <div style="display: flex; justify-content: space-around;"> сильнокисле слабокисле НЕЙТРАЛЬНЕ СЕРЕДОВИЩЕ слаболужне сильнолужне </div> |
| | <div style="display: flex; justify-content: space-between;"> <div style="width: 45%;"> <p>КИСЛЕ СЕРЕДОВИЩЕ</p> <p>$\text{pH} < 7$ $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$ Збільшення кислотності середовища</p> </div> <div style="width: 10%; text-align: center;"> <p>$\text{pH} = 10^{-7}$ $[\text{H}^+] =$ $= [\text{OH}^-]$</p> </div> <div style="width: 45%;"> <p>ЛУЖНЕ СЕРЕДОВИЩЕ</p> <p>$\text{pH} > 7$ $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$ Збільшення основності середовища</p> </div> </div> |

Для вимірювання рН існують різні методи. Наближено реакцію розчину можна визначити за допомогою спеціальних реактивів, які називаються індикаторами.

Індикатор – це складна органічна речовина, яка змінює своє забарвлення залежно від рН розчину.

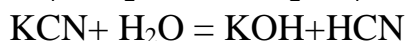
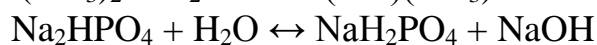
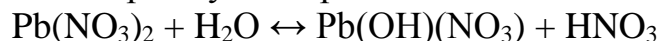
Таблиця 21 – Найважливіші індикатори

| Назва індикатора | Колір індикатора в різних середовищах | | |
|---------------------|---------------------------------------|--------------------------|---------------------|
| | у КИСЛОМУ рН < 7 | у НЕЙТРАЛЬНОМУ рН = 7 | у ЛУЖНОМУ рН > 7 |
| Метиловий оранжевий | Червоний | Оранжевий | Жовтий |
| Метиловий червоний | Червоний | Оранжевий | Жовтий |
| Фенолфталеїн | Безбарвний | Безбарвний | Малиновий |
| Лакмус | Червоний | Фіолетовий | Синій |

§ 56. Гідроліз солей

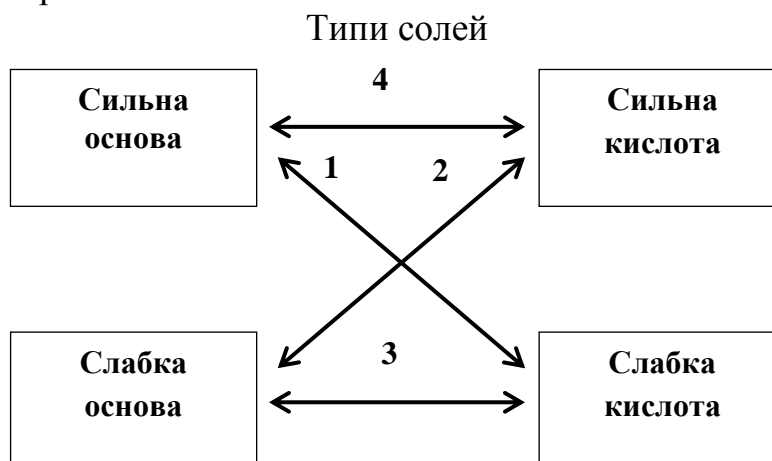
Гідроліз солей – це реакція взаємодії іонів солі з іонами води, унаслідок якої утворюється слабка кислота і (або) слабка основа і змінюється рН розчину.

Більшість реакцій гідролізу – оборотні:



Унаслідок гідролізу в розчинах багатьох солей утворюється кисле або лужне середовище. Деякі солі повністю розкладаються у воді, тобто повністю гідролізують і не можуть існувати у вигляді розчинів. У таблиці розчинності солей вони позначені знаком (–).

Основи і кислоти можуть бути сильними і слабкими, тому солі можна розділити на чотири типи.

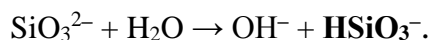
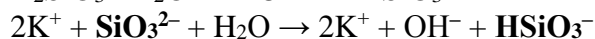
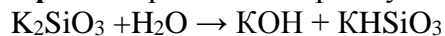


Розглянемо реакції гідролізу цих типів солей.

1. Солі, утворені сильними основами і слабкими кислотами, гідролізують за аніоном, їхні розчини мають лужне середовище ($\text{pH} > 7$).

Приклади солей: Na_2CO_3 , CH_3COONa , KCN , Na_2S , K_2SiO_3 .

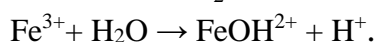
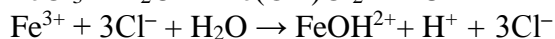
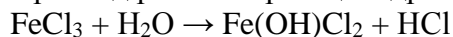
Приклад рівняння гідролізу:



2. Солі, утворені слабкими основами і сильними кислотами, гідролізують за катіоном, їхні розчини мають кисле середовище, $\text{pH} < 7$.

Приклади солей: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, FeCl_3 , CuBr_2 , NH_4Cl , $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

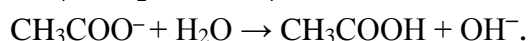
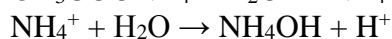
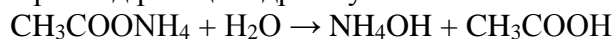
Приклад рівняння реакції гідролізу:



3. Солі, утворені слабкими основами і слабкими кислотами, гідролізують за катіоном і аніоном, розчини цих солей мають нейтральне, слабокисле або слаболужне середовище, $\text{pH} \approx 7$.

Приклади солей: Al_2S_3 , Cr_2S_3 , $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$.

Приклад реакції гідролізу:



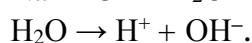
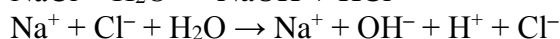
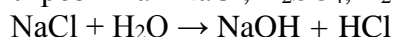
Якщо утворюються два слабкі електроліти, то гідроліз протікає необоротно.



Тому алюміній сульфід не може існувати у вигляді водних розчинів, може бути одержаний тільки «сухим способом», наприклад, з елементів за високої температури $2\text{Al} + 3\text{S} \rightarrow \text{Al}_2\text{S}_3$ і повинен зберігатись в герметичних посудинах, у які не потрапляє волога.

4. Якщо сіль утворена сильною основою і сильною кислотою, гідроліз не відбувається, середовище завжди (!) нейтральне, $\text{pH} = 7$.

У розчинах NaCl , K_2SO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ гідроліз не відбувається.



Контрольні питання

1. Що таке ступінь дисоціації α ? Від яких чинників він залежить?
2. Що таке константа дисоціації? Від яких чинників вона залежить?
3. Наведіть приклади сильних і слабких електролітів.
4. Як співвідносяться величини констант дисоціації для першого, другого і третього ступенів під час дисоціації H_3PO_4 ?
5. Серед запропонованих речовин оберіть електроліти середньої сили і слабкі електроліти. Запишіть для них рівняння електролітичної дисоціації і складіть вираження константи дисоціації: H_2CO_3 , H_2S , H_2SiO_3 , H_3AsO_3 , HCN , HF , HClO , NaNO_2 , NH_4OH , AlF_3 , H_2O , HBr , MgI_2 , K_2SO_3 , Cs_3PO_4 , Rb_3AsO_4 , HCOOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, LiCl , NaOH , KOH , $\text{Sr}(\text{BiH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$.
6. Серед запропонованих речовин оберіть сильні електроліти. Запишіть для них рівняння електролітичної дисоціації: H_2CO_3 , H_2S , H_2SiO_3 , H_3AsO_3 , HCN , HF , HClO , HNO_2 ,

NH_4OH , HF , H_2O , HBr , MgI_2 , H_2SO_3 , Cs_3PO_4 , Rb_3AsO_4 , HCOOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, LiCl , NaOH , KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{BiH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

7. Серед запропонованих речовин оберіть неелектроліти: KBr , NH_4OH , SrO , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$, CH_3COOH , CaF_2 , LiCl , NaOH , KOH , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{CN})_2$, MgSO_4 , CO_2 , Rb_3AsO_4 .

8. Дайте визначення «водневий показник». Яке значення рН кислих, нейтральних і лужних розчинів?

9. Визначте рН 0,1 М розчину HCl , вважаючи його повністю дисоційованим.

10. Визначте рН 0,1 М розчину NaOH , вважаючи його повністю дисоційованим.

11. Які з вказаних солей гідролізують? Чому? NaCl , K_2S , Na_2CO_3 , KNO_3 .

12. Напишіть рівняння реакції гідролізу K_3PO_4 .

13. Напишіть рівняння реакції гідролізу AlCl_3 .

14. Напишіть рівняння реакції гідролізу Al_2S_3 .

Завдання для самостійної роботи

Запропоновані завдання мають по чотири варіанти відповідей, з яких правильних може бути одна або кілька.

1. Яким терміном називають речовини з полярним ковалентним зв'язком, які не проводять електричний струм у розплавленому стані, але утворюють іони під час взаємодії з полярними розчинниками:

а) діелектрик; б) електроліт; в) неелектроліт; г) кристал?

2. Що таке електролітична дисоціація:

а) розщеплення істинного електроліту на іони під час розчинення або розплавлення;

б) розпад речовини на іони під впливом електричного струму;

в) розкладання речовини при високих температурах;

г) розкладання речовини під дією магнітного поля?

3. Укажіть помилкове твердження:

а) електроліти – це провідники другого роду;

б) у розчинах іони безперервно переміщуються;

в) дисоціація – це оборотний процес;

г) неелектроліти у водних розчинах дисоціюють на іони.

4. Оберіть твердження, що характеризує електролітичну дисоціацію.

а) розщеплення електроліту на іони під час розчинення в полярних розчинниках або під час розплавлення;

б) утворення електролітів із неелектролітів;

в) розкладання електролітів на неелектроліти;

г) розщеплення електроліту на іони під впливом електричного струму.

5. Оберіть твердження, що характеризує електроліти:

а) сполуки з неполярним зв'язком; б) провідники першого роду;

в) сполуки з ковалентним полярним або іонним зв'язком;

г) сполуки з водневим зв'язком.

6. У якому переліку наведені формули тільки тих речовин, водні розчини яких проводять електричний струм:

а) CH_3COOH , CH_3COCl , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$; б) CH_3COONa , NaOH , Na_2SO_4 ;

в) $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$, CH_3OCH_3 , CH_3Cl ; г) $\text{C}_2\text{H}_5\text{COCH}_3$, CH_3ONa , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$?

7. Який із перерахованих чинників впливає на процес дисоціації і на величину ступеня дисоціації α :

а) природа речовини і будова молекул;

б) температура;

в) природа розчинника;

г) концентрація?

8. Яка речовина здатна утворювати іони у водному розчині:

а) глюкоза;

б) оцтова кислота;

в) цукор;

г) спирт?

10. Оберіть твердження щодо дисоціації фосфатної кислоти:

а) протікає ступінчасто; б) під час дисоціації утворюються іони H^+ ;

- в) дисоціює повністю; г) кількість ортофосфат-іонів у розчині більша, ніж іонів H^+ .
11. Серед перерахованих речовин виберіть слабкі електроліти:
 а) NH_4OH ; б) $NaOH$; в) $Mg(OH)_2$; г) H_2SO_3 .
12. Серед перерахованих речовин виберіть сильні електроліти:
 а) CH_3COOH ; б) H_2SO_4 ; в) $Mg(OH)_2$ г) KOH .
13. Оберіть твердження щодо дисоціації натрій гідроксиду:
 а) протікає частково; б) кількість іонів натрію більше, ніж гідроксид-іонів;
 в) дисоціює повністю; г) утворюються іони натрію і гідроксид-іони.
14. Які частинки можуть знаходитися в водному розчині калій хлориду:
 а) молекули; б) атоми; в) іони; г) колоїдні частки?
15. Яка з кислот дисоціює ступінчасто:
 а) фосфатна; б) нітратна; в) сульфатна; г) сірководнева?

§ 57. Основи електрохімії

Ключові слова та терміни

| Українські | Англійські | Французькі | Арабські |
|-------------------|-------------------|--------------------|--------------------|
| Електрохімія | electro-chemistry | électrochimie | تینابرهکلاءایمیکلا |
| Електричний струм | electric current | courant électrique | ی نایر هکلا رایتلا |
| Електрод | electrode | électrode | ی نایر هکلا بطقه |
| Анод | anode | anode | دونلا |
| Катод | cathode | cathode | دوناکلا |

Запам'ятайте:

- 1) електрохімічні процеси відбуваються на межі розділу фаз між електронним провідником та електролітом;
- 2) електрохімічна система складається з окисненої (Ox) і відновленої (Red) форм;
- 3) на аноді протікає процес окиснення, а на катоді – процес відновлення.

Електрохімія – це наука, яка вивчає електрохімічні процеси та фізико-хімічні властивості іонних систем (розчинів, розплавів і твердих електролітів).

Електрохімічними процесами називаються явища, які відбуваються за участю заряджених частинок на межі поділу фаз між електронними та іонними провідниками. Електрохімічні процеси умовно діляться на дві групи:

– **перетворення хімічної енергії на електричну** – за рахунок окислювально-відновної реакції виникає різниця потенціалів і виконується робота,

– **перетворення електричної енергії на хімічну** – під впливом електричного струму відбуваються хімічні реакції.

Сукупність усіх речовин, які беруть участь в електрохімічному процесі, називається **електрохімічною системою**.

Електрохімічна система складається з окисненої та відновної форм, які позначаються *Ox* і *Red*. Для умовного запису електрохімічної системи спочатку вказують окиснену форму, а потім через косу риску (/) відновлену (Ox/Red), наприклад: Zn^{2+}/Zn^0 , $NO_3^- + 2H^+/NO_2 + H_2O$.

Під час електрохімічних процесів завжди відбувається переміщення електронів від одних частин системи до інших. Водночас **електрохімічні процеси відбуваються на межі розділу двох контактуючих фаз** – електронного та іонного провідників (тобто провідників відповідно першого і другого роду).

Електрохімічна система, що виникає під час контакту електронного та іонного провідників, називається **електродом**.

Електрод, на якому протікає окиснення, називається **анодом**, а той електрод, на якому відбувається відновлення, – **катодом**.

Контрольні питання

1. Що вивчає електрохімія?
2. Дайте визначення понять «електрохімічна система», «електрохімічний процес», «електрод», «анод», «катод».
3. Який умовний запис використовується для позначення електрохімічної системи?
4. На які групи поділяються електрохімічні процеси?
5. Які процеси – окиснення або відновлення – протікають на катоді, на аноді?

§ 58. Електродні потенціали

Ключові слова та терміни

| Українські | Англійські | Французькі | Арабські |
|----------------------|---------------------|------------------------|---------------------------|
| Електрод порівняння | reference electrode | électrode de référence | عجرملا بطقلا |
| Адсорбція | adsorption | adsorption | زازتملا |
| Гальванічний елемент | galvanic element | pile galvanique | تینافلج تیلخ |
| Електрорушійна сила | electromotive force | force électromotrice | تینابر هکلا تعفادلا فوقلا |

Запам'ятайте:

1) чим вище значення стандартного електродного потенціалу, тим активнішим окислювачем є катіон металу;

2) чим нижче значення стандартного електродного потенціалу, тим активнішим відновником є метал.

Різниця потенціалів, що виникає на межі метал – розчин називається **електродним потенціалом** і позначається символами φ (читається: φ – фі). **Електродним потенціалом** називається різниця електростатичних потенціалів, що виникає між електродом і електролітом під час їхнього контакту. Електродний потенціал може набувати позитивних або негативних значень.

Для визначення електродних потенціалів створені електроди порівняння. Як електрод порівняння найбільш часто використовується **стандартний водневий електрод**. За **стандартних умов** (298 К, 101 325 Па, $[H^+] = 1$ моль/л) **потенціал стандартного водневого електрода береться таким, що дорівнює нулю**.

Щоб визначити електродний потенціал будь-якої окисно-відновної системи, збирають гальванічний елемент із двох напівелементів – стандартного водневого електрода та досліджуваного електрода (рис. 37).

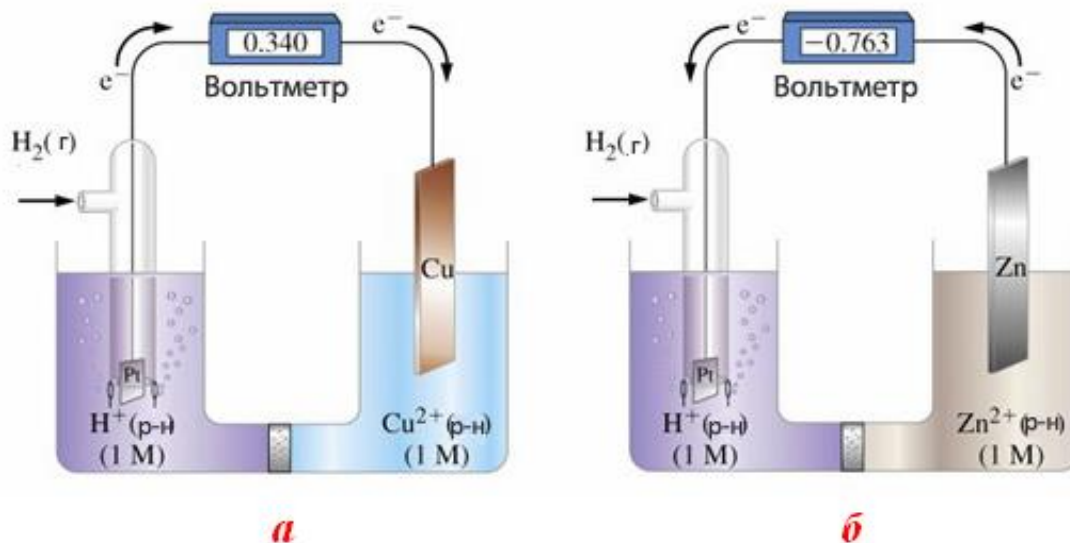


Рисунок 37 – Схема приладу для вимірювання електродних потенціалів металів: а) міді; б) цинку

Електродний потенціал металу $\text{Me}^{z+}/\text{Me}^0$ дорівнює електрорушійній силі E , яка виникає в гальванічному елементі, що складається з цього металу та водневого електрода порівняння

$$E = \varphi_{\text{Me}^{z+}/\text{Me}^0} - \varphi_{2\text{H}^+/\text{H}_2} = \varphi_{\text{Me}^{z+}/\text{Me}^0}$$

Метал може заряджатися негативно або позитивно. Залежно від цього електродному потенціалу металу приписують знак мінус або плюс відповідно. На значення електродних потенціалів впливають різні чинники (природа металу і електроліту, температура і концентрація розчину та ін.), тому для порівняльної характеристики хімічної активності металів необхідно знати їхні потенціали, виміряні за однакових, стандартних умов.

Стандартним електродним потенціалом φ° металу називається потенціал, який вимірюється щодо стандартного водневого електрода за стандартних умов і активності іонів металу в розчині 1 моль/л. Значення стандартних електродних потенціалів для відомих металів наводяться в спеціальних довідниках (табл. 22).

Величини стандартних електродних потенціалів характеризують силу окисників і відновників: чим вище значення φ° , тим більш активним окисником є окиснена форма електрохімічної системи, і навпаки, чим нижче значення φ° , тим більш активним відновником є відновлена форма.

Таблиця 22 – Величини стандартних електродних потенціалів

| Електрод | Електродна реакція окиснена + e ↔ відновлена форма форма | φ°, В |
|--------------------------------------------------------|-----------------------------------------------------------------------|---------------|
| Li ⁺ /Li | Li ⁺ + e ↔ Li | -3,02 |
| K ⁺ /K | K ⁺ + e ↔ K | -2,92 |
| Ca ²⁺ /Ca | Ca ²⁺ + 2e ↔ Ca | -2,87 |
| Na ⁺ /Na | Na ⁺ + e ↔ Na | -2,71 |
| Mg ²⁺ /Mg | Mg ²⁺ + 2e ↔ Mg | -2,36 |
| Be ²⁺ /Be | Be ²⁺ + 2e ↔ Be | -1,85 |
| Al ³⁺ /Al | Al ³⁺ + 3e ↔ Al | -1,66 |
| Ti ²⁺ /Ti | Ti ²⁺ + 2e ↔ Ti | -1,63 |
| Mn ²⁺ /Mn | Mn ²⁺ + 2e ↔ Mn | -1,18 |
| 2H₂O/H₂ + 2OH⁻ | 2H₂O + 2e ↔ H₂ + 2OH⁻ (pH 14) | -0,828 |
| Zn ²⁺ /Zn | Zn ²⁺ + 2e ↔ Zn | -0,76 |
| Cr ³⁺ /Cr | Cr ³⁺ + 3e ↔ Cr | -0,74 |
| Fe ²⁺ /Fe | Fe ²⁺ + 2e ↔ Fe | -0,44 |
| 2H₂O/H₂ + 2OH⁻ | 2H₂O + 2e ↔ H₂ + 2OH⁻ (pH 7) | -0,413 |
| Cd ²⁺ /Cd | Cd ²⁺ + 2e ↔ Cd | -0,40 |
| Co ²⁺ /Co | Co ²⁺ + 2e ↔ Co | -0,28 |
| Ni ²⁺ /Ni | Ni ²⁺ + 2e ↔ Ni | -0,25 |
| Sn ²⁺ /Sn | Sn ²⁺ + 2e ↔ Sn | -0,14 |
| Pb ²⁺ /Pb | Pb ²⁺ + 2e ↔ Pb | -0,13 |
| 2H₂/2H⁺ | 2H⁺ + 2e ↔ H₂ | +0,00 |
| Bi ³⁺ /Bi | Bi ³⁺ + 3e ↔ Bi | +0,22 |
| Cu ²⁺ /Cu | Cu ²⁺ + 2e ↔ Cu | +0,34 |
| O₂/OH⁻ | O₂ + 4e + 2H₂O ↔ 4OH⁻ (pH 14) | +0,401 |
| I ₂ /2I ⁻ | I ₂ + 2e ↔ 2I ⁻ | +0,54 |
| Ag ⁺ /Ag | Ag ⁺ + e ↔ Ag | +0,80 |
| O₂/OH⁻ | O₂ + 4e + 2H₂O ↔ 4OH⁻ (pH 7) | +0,82 |
| Hg ²⁺ /Hg | Hg ²⁺ + 2e ↔ Hg | +0,85 |
| Pd ²⁺ /Pd | Pd ²⁺ + 2e ↔ Pd | +0,99 |
| Br ₂ /2Br ⁻ | Br ₂ + 2e ↔ 2Br ⁻ | +1,09 |
| Pt ²⁺ /Pt | Pt ²⁺ + 2e ↔ Pt | +1,19 |
| Cl ₂ /2Cl ⁻ | Cl ₂ + 2e ↔ 2Cl ⁻ | +1,36 |
| O₂ + 4H⁺/2H₂O | O₂ + 4e + 4H⁺ ↔ 2H₂O (pH 0) | +1,23 |
| Au ³⁺ /Au | Au ³⁺ + 3e ↔ Au | +1,50 |
| F ₂ /2F ⁻ | F ₂ + 2e ↔ 2F ⁻ | +2,87 |

На практиці електрохімічні процеси дуже рідко відбуваються за стандартних умов. Числове значення електродного потенціалу розраховують за рівнянням Нернста

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{0,059}{z} \lg[\text{Me}^{m+}],$$

де φ^0 – електродний потенціал (табл. 22); z – кількість електронів, які беруть участь в елементарному акті електрохімічного процесу; $[\text{Me}^{m+}]$ – концентрація іонів металу в розчині.

Контрольні питання

1. Що називається електродним потенціалом?
2. Чому дорівнює водневий електродний потенціал?
3. Що таке електродний потенціал металу? Як він вимірюється?
4. Як розрахувати електродний потенціал металу?

Завдання для самостійної роботи

Запропоновані завдання мають по чотири варіанти відповідей, з яких правильних може бути одна або кілька.

1. Щодо якого електрода визначають стандартні електродні потенціали металів:
 - а) водневого;
 - б) хлорсрібного;
 - в) каломельного;
 - г) хінгідринного?
2. Який процес протікає на аноді під час електрохімічних процесів?
 - а) окислення;
 - б) відновлення;
 - в) нейтралізація;
 - г) конденсація.
3. За рівнянням Нернста розрахуйте електродний потенціал цинку при 298 К і концентрації $[\text{Zn}^{2+}] = 10^{-2}$ моль/л, якщо $\varphi^{\circ}_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,76$ В:
 - а) $-0,059$ В;
 - б) $-0,76$ В;
 - в) $-0,70$ В;
 - г) $-0,819$ В.
4. Чому дорівнює потенціал електрода, виготовленого з олова і зануреного в розчин $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$ концентрації 0,01 моль/л? $\varphi^{\circ}_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}} = -0,14$ В:
 - а) $-0,199$;
 - б) $-0,091$;
 - в) $+0,199$;
 - г) $+0,091$?

§ 59. Електрохімічний ряд напруг металів

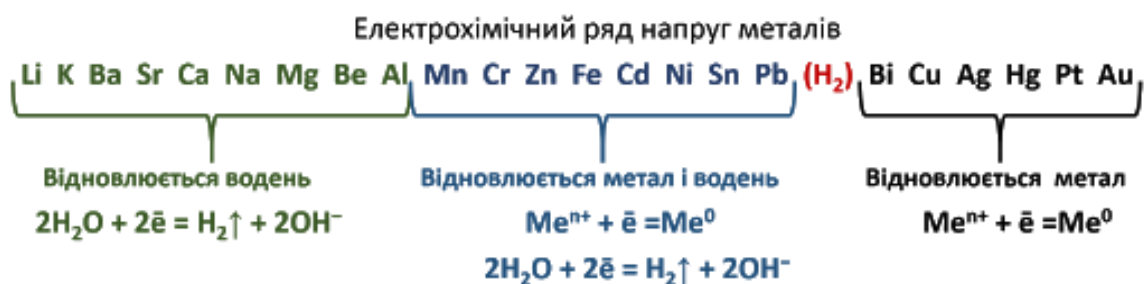
Ключові слова та терміни

| Українські | Англійські | Французькі | Арабські |
|--------------------|-----------------|----------------------------------------------|---------------------------|
| Ряд напруг металів | electric series | un certain nombre de contraintes métalliques | طوغضلا نم دده تیندعملا |

Запам'ятайте:

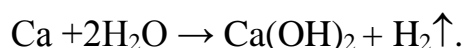
- 1) за положенням металу в електрохімічному ряді напруг можна визначити активність металів у реакціях, що відбуваються в розчинах електролітів;
- 2) відновні властивості металів зменшуються від початку ряду напруг;
- 3) окисні властивості катіонів металів зменшуються від кінця ряду напруг.

Послідовність розміщення металів у порядку зростання стандартних електродних потенціалів, якому відповідає зменшення активності металів, називається **електрохімічним рядом напруг металів**:



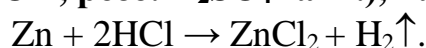
З аналізу ряду напруг металів можна зробити важливі висновки:

1. Метали, які стоять у ряду напруг до магнію, витісняють водень із води, наприклад:



Але активні метали (Al, Zn, Fe), які розміщуються в ряді напруг після Mg, за звичайних умов із H₂O не взаємодіють, оскільки на їхній поверхні утворюється оксидна плівка, яка захищає метал від дії води.

2. Метали, що стоять у ряді напруг до H₂, витісняють водень із кислот (HCl, H₃PO₄, CH₃COOH, розб. H₂SO₄ та ін.), наприклад:



Для металів, які розміщуються в ряді напруг після Mg, характерна закономірність: більш активний метал витісняє менш активний із розчину його солі. Або загалом – метал, розташований ближче до початку ряду напруг, витісняє інший метал, що стоїть правіше, з розчину його солі. А метали, розташовані в ряду напруг до Mg, взаємодіють із водою.

3. Відновні властивості металів зменшуються від початку ряду напруг, а окисні властивості катіонів металів, навпаки, від кінця ряду. Так, метали Li, Na, Mg, Zn виявляють сильні відновні властивості та легко окиснюються, а катіони Pt²⁺, Au³⁺, Ag⁺, Cu²⁺ є сильними окисниками, які швидко відновлюються до металів.

Контрольні питання

1. Що називається електрохімічним рядом напруг металів?
2. Які метали можуть взаємодіяти з водою, з неокислювальними кислотами?
3. Що відбувається під час занурення дуже активних металів у розчин солі малоактивного металу?
4. У якому разі метал може витіснити інший метал із розчину його солі?

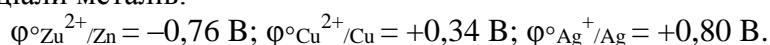
Завдання для самостійної роботи

Запропоновані завдання мають по чотири варіанти відповідей, з яких правильних може бути один або кілька.

1. Електрохімічний ряд напруг металів – це послідовне розміщення металів у порядку...

- | | |
|----------------------------------|--------------------------------------------------|
| а) збільшення з атомних мас; | б) зменшення відновлювальної активності металів; |
| в) зменшення порядкового номера; | г) зменшення окисної активності катіонів. |

2. У якому разі на електроді виділяється чиста мідь? Стандартні електродні потенціали металів:



- а) цинковий електрод опущений у розчин CuSO_4 ;
- б) срібний електрод опущений у розчин CuSO_4 ;
- в) мідний електрод опущений у розчин ZnSO_4 ;
- г) мідний електрод опущений у розчин AgNO_3 .

3. На підставі значень стандартних електродних потенціалів визначте, катіон якого металу виявляє окисні властивості найбільшою мірою. Стандартні електродні потенціали металів: $\varphi^{\circ}_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = -0,44 \text{ В}$; $\varphi^{\circ}_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = +0,34 \text{ В}$; $\varphi^{\circ}_{\text{Co}^{2+}/\text{Co}} = -0,28 \text{ В}$; $\varphi^{\circ}_{\text{Au}^{3+}/\text{Au}} = +1,70 \text{ В}$.

- а) Fe^{2+} ;
- б) Cu^{2+} ;
- в) Co^{2+} ;
- г) Au^{3+} .

4. На підставі значень стандартних електродних потенціалів виберіть метал із найбільшою відновлювальною активністю. Стандартні електродні потенціали металів: $\varphi^{\circ}_{\text{Ti}^{2+}/\text{Ti}} = +1,70 \text{ В}$; $\varphi^{\circ}_{\text{Au}^{3+}/\text{Au}} = +1,70 \text{ В}$; $\varphi^{\circ}_{\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}} = +0,80 \text{ В}$; $\varphi^{\circ}_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}} = -1,71 \text{ В}$.

- а) Ti;
- б) Au;
- в) Hg;
- г) Mg.

5. У якому разі маса мідної пластинки збільшиться під час занурення в розчин зазначеної солі? Стандартні електродні потенціали дорівнюють: $\varphi^{\circ}_{\text{Na}^+/\text{Na}} = -2,71 \text{ В}$; $\varphi^{\circ}_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = -0,44 \text{ В}$; $\varphi^{\circ}_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = +0,80 \text{ В}$; $\varphi^{\circ}_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,76 \text{ В}$; $\varphi^{\circ}_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = +0,34 \text{ В}$.

- а) NaNO_3 ;
- б) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$;
- в) AgNO_3 ;
- г) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$.

6. У якому разі під час занурення металевої пластини в розчин солі відбуватиметься взаємодія? Стандартні електродні потенціали металів: $\varphi^{\circ}_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = +0,80 \text{ В}$; $\varphi^{\circ}_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} = -0,13 \text{ В}$; $\varphi^{\circ}_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}} = -2,37 \text{ В}$; $\varphi^{\circ}_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,76 \text{ В}$; $\varphi^{\circ}_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = +0,34 \text{ В}$; $\varphi^{\circ}_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}} = -0,14 \text{ В}$; $\varphi^{\circ}_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = -0,44 \text{ В}$; $\varphi^{\circ}_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}} = -0,04 \text{ В}$.

- а) Ag і Pb (NO_3)₂;
- б) Zn і Mg (NO_3)₂;
- в) Cu і SnCl₂;
- г) Fe і FeCl₃.

7. У кожному з чотирьох склянок із блакитним розчином CuSO_4 помістили по шматочку металу: у першу – Na, у другу – Au, у третю – Zn, у четверту – Pt. У якій склянці відбудеться знебарвлення розчину? Стандартні електродні потенціали дорівнюють: $\varphi^{\circ}_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = +0,34 \text{ В}$; $\varphi^{\circ}_{\text{Na}^+/\text{Na}} = -2,71 \text{ В}$; $\varphi^{\circ}_{\text{Au}^{3+}/\text{Au}} = +1,70 \text{ В}$; $\varphi^{\circ}_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,76 \text{ В}$; $\varphi^{\circ}_{\text{Pt}^{2+}/\text{Pt}} = +0,19 \text{ В}$.

- а) $\text{CuSO}_4 + \text{Na} \rightarrow \dots$;
- б) $\text{CuSO}_4 + \text{Au} \rightarrow \dots$;
- в) $\text{CuSO}_4 + \text{Zn} \rightarrow \dots$;
- г) $\text{CuSO}_4 + \text{Pt} \rightarrow \dots$.

8. У розчин FeCl_3 бурого кольору помістили по шматочку металу: у першу склянку – Fe, у другу – Na, у третю – Cu, у четверту – Au. У якій склянці спостерігається поступове знебарвлення розчину FeCl_3 ? Стандартні електродні потенціали дорівнюють: $\varphi^{\circ}_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}} = -0,04 \text{ В}$; $\varphi^{\circ}_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = -0,44 \text{ В}$; $\varphi^{\circ}_{\text{Na}^+/\text{Na}} = -2,71 \text{ В}$; $\varphi^{\circ}_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = +0,34 \text{ В}$; $\varphi^{\circ}_{\text{Au}^{3+}/\text{Au}} = +1,70 \text{ В}$.

- а) $\text{FeCl}_3 + \text{Fe} \rightarrow$,
- б) $\text{FeCl}_3 + \text{Na} \rightarrow$;
- в) $\text{FeCl}_3 + \text{Cu} \rightarrow$;
- г) $\text{FeCl}_3 + \text{Au} \rightarrow$.

9. У якому разі маса цинкової пластинки збільшиться під час занурення в розчин зазначеної солі? Стандартні електродні потенціали дорівнюють: $\varphi^{\circ}_{\text{Na}^+/\text{Na}} = -2,71 \text{ В}$; $\varphi^{\circ}_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = -0,44 \text{ В}$; $\varphi^{\circ}_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = +0,80 \text{ В}$; $\varphi^{\circ}_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,76 \text{ В}$; $\varphi^{\circ}_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = +0,34 \text{ В}$.

- а) NaNO_3 ;
- б) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$;
- в) AgNO_3 ;
- г) $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$.

10. У разі занурення якого металу в розчин CuCl_2 буде виділятися водень: $\varphi^{\circ}_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = +0,34 \text{ В}$; $\varphi^{\circ}_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = +0,80 \text{ В}$; $\varphi^{\circ}_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = -0,44 \text{ В}$; $\varphi^{\circ}_{\text{Sr}^{2+}/\text{Sr}} = -2,89 \text{ В}$; $\varphi^{\circ}_{\text{Ba}^{2+}/\text{Ba}} = -2,91 \text{ В}$;

- а) Ag;
- б) Fe;
- в) Sr;
- г) Ba?

11. Який метал здатний витіснити олово з розчину солі $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$: $\varphi^{\circ}_{\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}} = -0,40 \text{ В}$; $\varphi^{\circ}_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = +0,34 \text{ В}$; $\varphi^{\circ}_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} = -0,13 \text{ В}$; $\varphi^{\circ}_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,76 \text{ В}$;

- а) Cd;
- б) Cu;
- в) Pb;
- г) Zn?

§ 60. Гальванічні елементи

Ключові слова та терміни

| Українські | Англійські | Французькі | Арабські |
|-------------------------------------|-------------------------|---------------------------------------|-------------------------------|
| Хімічне джерело електричного струму | chemical current source | source chimique de courant électrique | مصدر كيميائي للتيار الكهربائي |

Запам'ятайте:

- 1) у гальванічному елементі процеси окислення та відновлення просторово розділені;
- 2) анодом є електрод із більш негативним значенням електродного потенціалу, а катодом – електрод із більш позитивним значенням електродного потенціалу;
- 3) атоми металу на поверхні анода окиснюються та переходять в електроліт у вигляді катіонів, катіони металу в прикатодному електроліті відновлюються та осідають на поверхні катода;
- 4) спрямування електричного струму в гальванічному елементі – від анода до катода.

Гальванічний елемент – хімічне джерело електричного струму, названий на честь Луїджі Гальвані. Принцип дії гальванічного елемента ґрунтується на взаємодії двох металів через електроліт, яка приводить до виникнення в замкнутому ланцюгу електричного струму.

Отже, гальванічний елемент містить дві пластини з різних металів, сполучених між собою провідником і занурених у розчин електроліту (рис. 38).

Така схема дозволяє просторово розділити напівреакції окиснення та відновлення, що відбуваються на поверхні поділу фаз «метал – електроліт».

Щоб визначити, який електрод у гальванічному елементі відіграє роль анода, а який – катода, необхідно порівняти значення електродних потенціалів відповідних електрохімічних систем.

Катодом (окисником) є електрод, виготовлений із менш активного металу, електродний потенціал якого має більш додатне значення, – саме тому катод у схемах гальванічних елементів позначається знаком плюс. І, навпаки, анодом (відновником) є електрод, виготовлений із більш активного металу, у якого електродний потенціал має більш від'ємне значення, тому анод позначається знаком мінус.

Для прикладу розглянемо **гальванічний елемент Даніеля-Якобі** (рис. 39), який складається з цинкової та мідної пластин, занурених у розчини

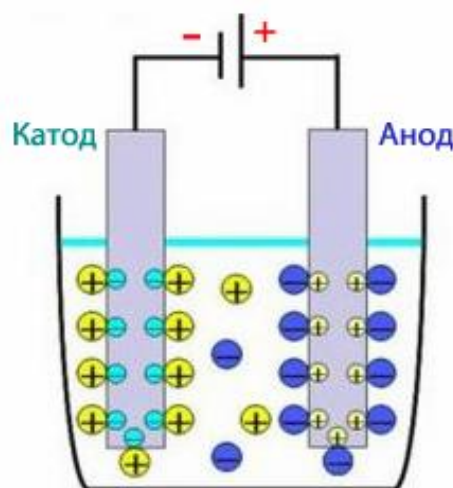


Рисунок 38 – Гальванічний елемент

відповідно ZnSO_4 і CuSO_4 концентрацій 1 моль/л. Для запобігання перемішуванню розчини розділені напівпроникною поруватою перегородкою, через яку можуть проходити іони. Часто замість мембрани застосовується електролітичний (сольовий) місток, через який іони можуть переміщуватися з одного електроліту в інший.

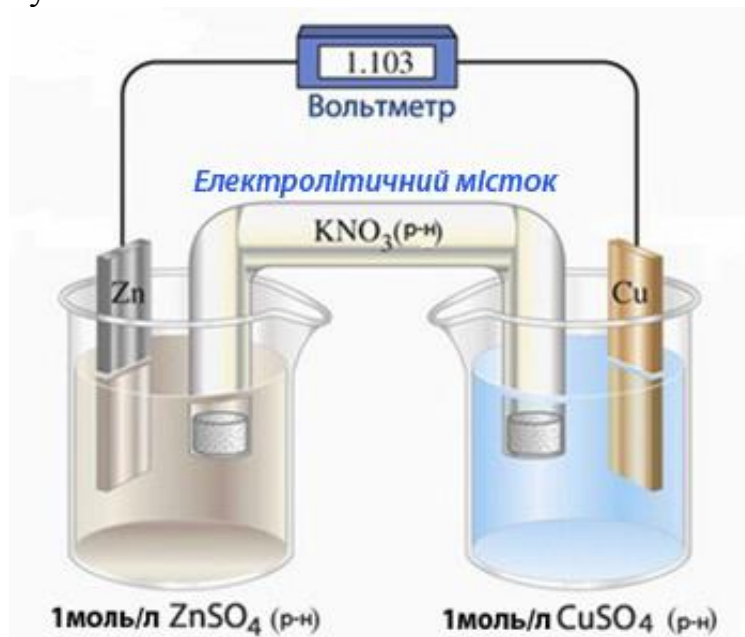
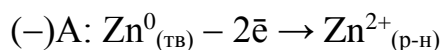
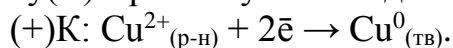


Рисунок 39 – Гальванічний елемент Данієля-Якобі

Якщо ланцюг замкнути, то завдяки різниці потенціалів ($\varphi^{\circ}_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,76 \text{ В}$, $\varphi^{\circ}_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = +0,34 \text{ В}$) частина електронів переходить із більш активного цинку на менш активну мідь. Однак обидві електрохімічні системи Zn^{2+}/Zn і Cu^{2+}/Cu знов прагнуть до стану рівноваги, який досягається завдяки окисненню атомів цинку на аноді



і відновленню іонів купруму(II) з розчину на катоді



Унаслідок перебігу обох напівреакцій зберігається різниця потенціалів між електродами та виникає постійний електричний струм – напрямлений рух електронів у зовнішньому ланцюгу від анода до катода.

Схема гальванічного елемента Данієля-Якобі зображується за допомогою умовного запису



де однією вертикальною рисою позначається межа поділу між електродом і електролітом, а двома – між розчинами солей. За необхідності на таких схемах зазначаються концентрації розчинів електролітів, особливо якщо $C_{(\text{електроліту})} \neq 1 \text{ моль/л}$.

Електричний струм, що проходить по зовнішньому ланцюгу гальванічного елемента, може виконувати роботу, яка набуває максимального значення в разі оборотного перебігу процесу. Для одного моль речовини максимальна корисна робота A_{max} залежить від електрорушійної сили (ЕРС)

$$A_{\max} = z F E,$$

де E – **електрорушійна сила гальванічного елемента**, тобто максимальне значення напруги гальванічного елемента, яке відповідає оборотному перебігу реакції; z – кількість електронів, що беруть участь в елементарному акті окиснення-відновлення; F – стала Фарадея.

Електрорушійна сила гальванічного елемента завжди додатна, її можна розрахувати за формулою

$$E = \varphi_{\text{к}} - \varphi_{\text{а}},$$

де $\varphi_{\text{к}}$ і $\varphi_{\text{а}}$ – електродні потенціали катода та анода відповідно.

Якщо гальванічний елемент працює у стандартних умовах ($P = 10^5$ Па, $T = 298$ К, $C_{\text{(електроліта)}} = 1$ моль/л), то його електрорушійна сила називається **стандартною ЕРС**

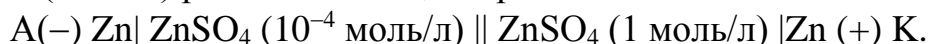
$$E^0 = \varphi^0_{\text{к}} - \varphi^0_{\text{а}}.$$

Величина ЕРС гальванічного елемента залежить як від матеріалу електродів, так і від природи електроліту.

З рівняння Нернста, перетвореного для розрахунків величини електродного потенціалу металу ($\varphi^0 = (RT/zF) \cdot \ln[\text{Me}^{z+}]$), випливає, що потенціал металевого електрода залежить від концентрації іонів $[\text{Me}^{z+}]$ у розчині електроліту. Отже, і ЕРС гальванічного елемента теж залежить від концентрації. На цьому ґрунтується дія концентраційних гальванічних елементів.

Гальванічний елемент, складений з електродів одного й того самого металу, занурених у розчини солі цього металу різних концентрацій, називається **концентраційний гальванічний елемент**.

У концентраційному гальванічному елементі (рис. 40) роль анода відіграє електрод, занурений у більш розведений розчин, а катода – той, що міститься в розчині вищої концентрації. У схемах таких елементів обов'язково зазначаються концентрації (моль/л) розчинів солей, наприклад:



Виведемо формулу для обчислення ЕРС концентраційного гальванічного елемента з урахуванням **рівняння Нернста**

$$\begin{aligned} E = \varepsilon_{\text{к}} - \varepsilon_{\text{а}} &= \left(\varepsilon^0 + \frac{0,059}{z} \lg [\text{Me}^{m+}]_{\text{катод}} \right) - \left(\varepsilon^0 - \frac{0,059}{z} \lg [\text{Me}^{m+}]_{\text{анод}} \right) = \\ &= \frac{0,059}{z} \lg \frac{[\text{Me}^{m+}]_{\text{катод}}}{[\text{Me}^{m+}]_{\text{анод}}}. \end{aligned}$$

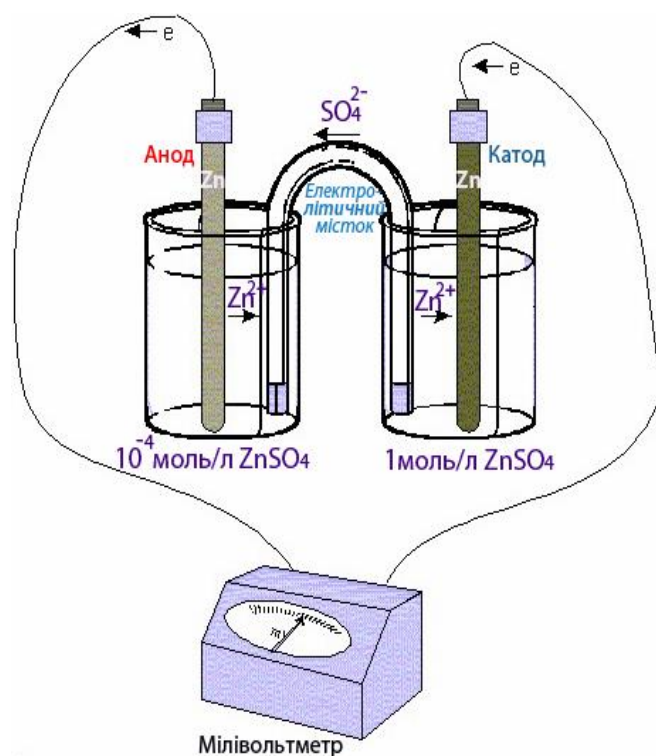


Рисунок 40 – Концентраційний гальванічний елемент

Контрольні питання

1. Що називається гальванічним елементом?
2. Який електрод у гальванічному елементі є анодом, а який – катодом?
3. У якому напрямку рухається електричний струм?
4. Як розрахувати електрорушійну силу гальванічного елемента?

§ 61. Електроліз

Ключові слова та терміни

| Українські | Англійські | Французькі | Арабські |
|----------------|-------------------------|---------------|----------------------|
| Розплав | flux, liquid melt, melt | la fusion | راهصنا |
| Розрядка | discharge | décharge | تَمَدُّلاً عَارِباً |
| Розчинний анод | sacrificial anode | anode soluble | نابودللا لبقاء دوناً |
| Інертний анод | inert anode | anode inerte | لماخذ دوناً |

Запам'ятайте:

- 1) електроліз розплаву речовини відрізняється від електролізу водного розчину цієї самої речовини;
- 2) під час електролізу водних розчинів на електродах можуть розряджатися не тільки іони електролітів, а й молекули води і/або іони H^+ і OH^- , які є в розчині.

Якщо електроди, занурені в розчин електроліту, сполучити з джерелом постійного електричного струму, то в одержаному пристрої, який називається

електролізером (рис. 41), рух іонів набуває напрямленості: катіони переміщуються до катода (негативно зарядженого електрода) і відновлюються на ньому, а аніони – до анода (позитивно зарядженого електрода) і окиснюються там.

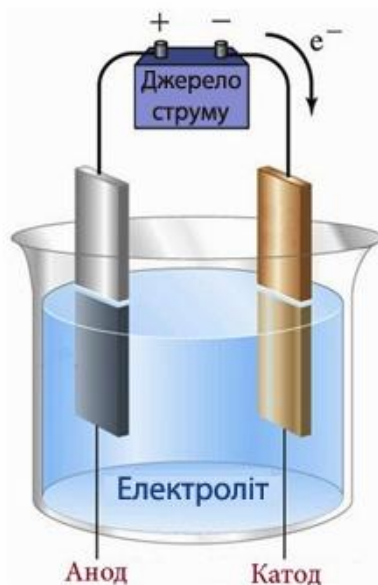
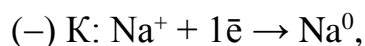


Рисунок 41 – Загальна схема електролізера

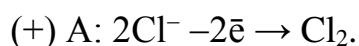
Електроліз – це сукупність окисно-відновних процесів, які відбуваються в розчинах чи розплавах електролітів під час пропускання через них постійного електричного струму.

Електроліз, по суті, є процесом, зворотним роботі гальванічного елемента, напрямом якого змінюється під дією зовнішнього електричного струму. Як і в гальванічних елементах, під час електролізу на катоді відбувається процес відновлення, а на аноді – окиснення, однак розподілення знаків заряду на електродах протилежне тому, що спостерігається в гальванічному елементі, тобто катод заряджений негативно, а анод – позитивно.

Як приклад розглянемо електроліз розплаву натрій хлориду. Під дією електричного поля катіони натрію Na^+ рухаються до катода і приєднують електрони із зовнішнього ланцюга



а аніони хлору Cl^- переміщуються до позитивно зарядженого анода та віддають надлишкові електрони



Сумарне рівняння електролізу розплаву натрій хлориду можна записати так:



Електродні процеси під час електролізу водних розчинів електролітів

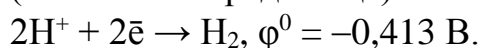
Під час електролізу водних розчинів електролітів на електродах поряд з іонами електролітів можуть розряджатися молекули води та іони H^+ і OH^- , що утворюються внаслідок дисоціації H_2O під дією електричного струму. Характер електролітичних процесів значною мірою залежить насамперед від співвідношення електродних потенціалів відповідних електрохімічних систем.

Катодні процеси під час електролізу водних розчинів електролітів підпорядковуються певним правилам.

1. За наявності в розчині катіонів металів, що стоять на початку ряду напруг і мають значення електродних потенціалів набагато менші, ніж значення водневого електрода в нейтральному середовищі при $\text{pH} = 7$ ($\varphi < -0,413 \text{ В}$), на катоді виділяється тільки водень унаслідок відновлення води (з нейтральних або лужних розчинів)



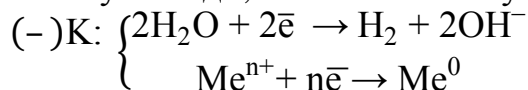
або іонів водню (із кислого середовища)



2. Якщо катіон електроліту має більш додатний електродний потенціал, ніж $-0,413 \text{ В}$ (приблизно від Sn до Au), то на катоді розряджаються тільки катіони металу



3. Якщо потенціал металу близький до величини $-0,413 \text{ В}$ (метали середньої частини ряду напруг, від Al , Ti до $\sim\text{Ni}$), то на катоді можуть одночасно відновлюватися і молекули води, і катіони металу:



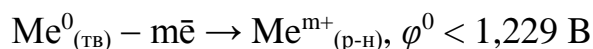
Пріоритетний напрямок процесу в цьому разі залежить від умов проведення електролізу: густини струму (відношення сили струму до робочої поверхні електрода), температури, складу розчину, концентрації електроліту, реакції середовища тощо.

За наявності в електроліті кількох видів катіонів насамперед відновлюються ті, що мають більш додатне значення електродного потенціалу.

Анодні процеси під час електролізу водних розчинів електролітів визначаються насамперед матеріалом анода і природою аніона.

1. Залежно від хімічного складу матеріалу анода поділяють на дві групи:
 - **інертні**, або **нерозчинні аноди** (графіт, Au , Pt , Ir , Ta), які не піддаються окисненню під час електролізу. Інертні аноди не беруть участі в електрохімічних процесах завдяки хімічній стійкості щодо розчину електроліту та продуктів електролізу, тому їх найчастіше використовують для електролізу солей тих металів, що розміщуються від початку ряду напруг до Al включно;
 - **активні**, або **розчинні аноди**, що окиснюються у процесі електролізу. У разі розчинних анодів спостерігається розчинення

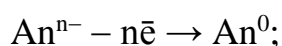
металу, з якого виготовлений анод, якщо його стандартний електродний потенціал менший, ніж стандартний електродний потенціал кисневого електроду (+1,229 В), наприклад: Cu, Ag, Ni, Sn, Zn. При електролізі з розчинним анодом матеріал аноду розчиняється внаслідок окиснення



і переходить у розчин у вигляді катіонів, які переміщуються до катода, а потім відновлюються та осідають на ньому.

2. Залежно від природи аніона на інертних електродах під час електролізу можуть протікати різні процеси:

– якщо в розчині наявні аніони безокиснених кислот (S^{2-} , Cl^- , Br^- , I^- , за винятком F^-), то відбувається їхнє окиснення



– за наявності в електроліті окисногенних аніонів (SO_4^{2-} , PO_4^{3-} , NO_3^- , OH^- та ін.) та іонів фтору F^- у кислому та нейтральному середовищах розряджаються молекули води



а в лужному середовищі – гідроксильні іони



Якщо розчин чи розплав електроліту містить декілька видів аніонів, то насамперед окиснюються ті, що мають менше значення електродного потенціалу.

У разі розчинних анодів відбувається розчинення металу, з якого виготовлений анод, якщо його стандартний електродний потенціал менше, ніж стандартний електродний потенціал кисневого електроду (+1,229В).

Закони електролізу

Електрохімічні процеси, що відбуваються під час електролізу, кількісно описуються законами Фарадея (1833 р.).

Перший закон Фарадея: Маса речовини m , яка піддається електрохімічному перетворенню на електроді, пропорційна кількості електрики q , що проходить через електроліт, і не залежить від інших чинників

$$m = A_e \cdot q,$$

де A_e – електрохімічна еквівалентна маса, яка визначається масою речовини, виділеною на електроді під час проходження через нього 1 Кл електрики

$$A_e = \frac{m}{q}.$$

Однак електрохімічну еквівалентну масу зручніше розглядати як відношення еквівалентної маси $m_{\text{екв}}$ до сталої Фарадея F

$$A_e = \frac{M_{\text{екв}}}{F} = \frac{M}{zF}.$$

Стала Фарадея має такий фізичний зміст: F характеризує заряд одного еквівалента речовини, яка піддається електрохімічному перетворенню. Це стає зрозумілим на підставі того, що один моль еквівалентів речовини несе $6,022 \cdot 10^{23}$ елементарних зарядів (стала Авогадро), а елементарний заряд дорівнює $1,6022 \cdot 10^{-19}$ Кл. Звідси стала Фарадея $F = N_A \cdot e = 6,022 \cdot 10^{23} \cdot 1,6022 \cdot 10^{-19} = 96\,485$ Кл/моль $\approx 96\,500$ Кл/моль.

Кількість електрики q (Кл) дорівнює добутку сили струму I (А) на тривалість електролізу τ (с), тому **перший закон Фарадея** можна записати у вигляді

$$m = A_e \cdot I \cdot \tau$$

або з урахуванням

$$m = \frac{M \cdot I \cdot \tau}{z \cdot F}.$$

Якщо речовина виділяється на електроді в газоподібному стані, то її об'єм обчислюють за рівнянням

$$V_{\text{газу}} = \frac{V_{\text{екв.}} \cdot I \cdot \tau}{F}.$$

Коефіцієнт виходу за струмом η показує відношення маси речовини, що фактично виділилась $m_{\text{факт.}}$, до теоретично можливої $m_{\text{теор}}$

$$\eta = \frac{m_{\text{факт.}}}{m_{\text{теор.}}}$$

Другий закон Фарадея: маси речовин, що виділяються на електродах під дією однакової кількості електрики, пропорційні еквівалентним масам цих речовин

$$\frac{m_1}{m_{\text{екв.1}}} = \frac{m_2}{m_{\text{екв.2}}}.$$

З другого закону Фарадея випливає, що в послідовно підключених електролізерах ($I = \text{const}$, $\tau = \text{const}$) маси речовин, що утворюються на електродах, прямо пропорційні їхнім хімічним еквівалентам

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{E_1}{E_2}.$$

Отже, при електролізі на катоді та на аноді електрохімічному перетворенню піддаються однакові кількості еквівалентів за умови однакової кількості електрики

$$n_{\text{екв.1}} = n_{\text{екв.2}}, \quad \text{якщо } q_1 = q_2.$$

Контрольні питання

1. Що називається електролізом?
2. Сформулюйте правила розрядки на катоді, на аноді.
3. Які бувають аноди під час електролізу водних розчинів, у чому їхня відмінність?
4. Сформулюйте закони Фарадея.
5. У чому полягає фізичний зміст постійної Фарадея?

Завдання для самостійної роботи

Запропоновані завдання мають по чотири варіанти відповідей, з яких правильних може бути один або кілька.

1. Яким терміном позначають сукупність процесів, що протікають на електродах, занурених у розчин або розплав електроліту, під час пропускання постійного електричного струму?

- а) окислення; б) відновлення; в) електролітична дисоціація; г) електроліз.

2. Який процес протікає на графітовому аноді під час електролізу водного розчину солі NiSO_4 :

- а) $\text{Ni}^0 - 2\bar{e} \rightarrow \text{Ni}^{2+}$; $\varphi^0 = -0,25 \text{ В}$; б) $4\text{OH}^- - 4\bar{e} \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$; $\varphi^0 = +0,401 \text{ В}$;
в) $2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+$; $\varphi^0 = +1,23 \text{ В}$; г) $2\text{SO}_4^{2-} - 2\bar{e} \rightarrow \text{S}_2\text{O}_8^{2-}$; $\varphi^0 = +2,01 \text{ В}$?

3. Який процес протікає на нікелевому аноді під час електролізу водного розчину NiSO_4 :

- а) $\text{Ni}^0 - 2\bar{e} \rightarrow \text{Ni}^{2+}$; $\varphi^0 = -0,25 \text{ В}$; б) $4\text{OH}^- - 4\bar{e} \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$; $\varphi^0 = +0,41 \text{ В}$;
в) $2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+$; $\varphi^0 = +1,23 \text{ В}$; г) $2\text{SO}_4^{2-} - 2\bar{e} \rightarrow \text{S}_2\text{O}_8^{2-}$; $\varphi^0 = +2,01 \text{ В}$?

4. Два інертних електроди опущені в стакан, що містить 0,1 М розчини солей $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, AgNO_3 . Який метал буде першим відновлюватися на катоді під час пропускання постійного електричного струму:

- а) Zn; б) Cu; в) Ag; г) всі метали одночасно?

5. Які речовини виділяються на електродах під час електролізу водного розчину солі NaCl ?

- а) на катоді Na, на аноді Cl_2 ; б) на катоді H_2 , на аноді Cl_2 ;
в) на катоді Na, на аноді O_2 ; г) на катоді H_2 , на аноді O_2 .

6. Яка речовина буде виділятися на катоді насамперед під час електролізу водного розчину CuCl_2 з розчинним цинковим анодом:

- а) $\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Zn}^0$, $\varphi^0 = -0,76 \text{ В}$; б) $\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Cu}^0$, $\varphi^0 = +0,34 \text{ В}$;
в) $2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2^0$, $\varphi^0 = -0,41 \text{ В}$; г) $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2^0 + 2\text{OH}^-$, $\varphi^0 = -0,826 \text{ В}$?

7. Під час електролізу водного розчину KCl середовище розчину біля катода стає ...

- а) лужним; б) кислим; в) нейтральним; г) слабкокислим.

8. Яка маса речовини утворюється на катоді та який об'єм газу (н. у.) виділиться на аноді, якщо під час електролізу водного розчину FeCl_3 було витрачено така кількість електрики: $q = I \cdot \tau = 96500 \text{ Кл}$? $\varphi_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}}^0 = +0,04 \text{ В}$; $M(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль}$; $M(\text{H}_2) = 2 \text{ г/моль}$:

- а) 56 г Fe і 22,4 Cl_2 ; б) 28 г Fe і 22,4 л Cl_2 ;
в) 2 г H_2 і 11,2 л Cl_2 ; г) 18,7 г Fe і 11,2 л Cl_2 .

9. Після пропускання постійного електричного струму через послідовно з'єднані електролізери, в одному з яких міститься 0,1 М розчин AgNO_3 , а в іншому – 0,1 М розчин $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, на першому катоді виділилося 108 г Ag. Скільки міді виділилося на іншому катоді? $M(\text{Cu}) = 64 \text{ г/моль}$, $M(\text{Ag}) = 108 \text{ г/моль}$.

- а) 64 г; б) 32 г; в) 128 г; г) 16 г.

10. Під час електролізу водного розчину Na_2SO_4 на катоді виділилося 22,4 л H_2 (н. у.). Який об'єм O_2 виділився на аноді:

- а) 22,4 л; б) 11,2 л; в) 5,6 л; г) 16,8 л?

11. У якому разі на електроді виділяється чиста мідь:

$$\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0,76 \text{ В}, \varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = +0,34 \text{ В}, \varphi_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^0 = +0,80 \text{ В}$$

- а) цинковий електрод занурений у розчин CuSO_4 ;
б) срібний електрод занурений у розчин CuSO_4 ;
в) електроліз розчину ZnSO_4 з розчинним мідним електродом;
г) електроліз розчину CuSO_4 з розчинним цинковим електродом?

СПИСОК ЛІТЕРАТУРИ

1. Диченко Т. В. Методичні вказівки з курсу «Хімія» на тему «Основні поняття та закони хімії» для студентів підготовчого відділення по роботі з іноземними громадянами / Т. В. Диченко. – Суми : Вид-во СумДУ, 2008. – 62 с.
2. Диченко Т. В. Методичні вказівки з курсу «Хімія» на тему «Закономірності хімічних реакцій» для студентів підготовчого відділення по роботі з іноземними громадянами / Т. В. Диченко, С. Ю. Лебедев. – Суми : Вид-во СумДУ, 2009. – 32 с.
3. Диченко Т. В. Методичні вказівки до практичних занять з курсу «Хімія» на тему «Будова атома. Періодичний закон і періодична система елементів» для слухачів підготовчого відділення Центру міжнародної освіти (руський и український язики) / Т. В. Диченко, О. М. Кириченко. – Суми : Вид-во СумДУ, 2010. – 55 с.
4. Русско-украино-англо-франко-арабский словарь по химии. – Суми : Изд-во СумГУ, 2010. – 36 с.
5. Дыченко Т. В. Химия : учебное пособие в двух частях / Т. В. Дыченко, Л. И. Марченко, С. Б. Большанина. – Сумы : Сумский государственный университет, 2012. – Ч. 1. – 258 с.
6. Диченко Т. В. Хімічні терміни, поняття, закони. Химические термины, понятия, законы. Chemical terms, notions, laws. – Суми : Сумський державний університет, 2015. – 247 с.

СЛОВНИК КЛЮЧОВИХ СЛІВ І ТЕРМІНІВ

| Українські | Англійські | Французькі | Арабські |
|-------------------------------|---------------------------------------|---------------------------|----------------------|
| Абсолютний | absolute | absolu | مطلق |
| Агрегатний стан | physical state, state of matter | e'tat d'agregation | الحالة الفيزيائية |
| Адсорбція | adsorption | adsorption | زازتملا |
| Алотропія | allotropy | allotropy | التأزر |
| Алотропна | allotropic | allotropique | التأزر |
| Анод | anode | anode | دونلاً |
| Асоціація | association | Association | تيعمج |
| Атом | atom | atome | ذرة |
| Амфотерний | amphoteric | amphotère | بذبذبم |
| Атомна одиниця маси | atomic mass unit | atomique unite masse | وحدة الكتلة الذرية |
| Багатокислотний | polyacid | multi-acide | ضامحلاً ددعتم |
| Багатоосновний | polybasic | polybasique | ساسلاً ددعتم |
| Без кольору | colourless | incolore | عديم اللون |
| Більше | more | plus de | المزيد |
| Будова | constitution | structure | هيكل |
| Будь-який | any | n'importe quel | أي؛كان |
| Валентність | valence | valence | تكافؤ |
| Величина, значення | value | valeur | القيمة |
| Взаємодія | interaction | interdependance | تفاعل |
| Вид | form, type | type | نوع؛شكل |
| Визначення | definition | definition | تعريف؛تحديد |
| Використовувати | to use | utiliser | استخدام؛أستعمل |
| Вимірювати | to measure | mesurer | يقيس |
| Виникати | to create, to occur | apparaitre | تنشأ؛تبرز |
| Випарювання, випаровування | evaporation | evaporation | تبخر |
| Виразити | to express | exprimer | للتعبير عن |
| Високий | high | haut | عالية |
| Витискати | displace | deplacer | ضغط |
| Вихідний | initial substance, source material | substance initiale | صادرة |
| Вихідні речовини | initial | matières premières | مواد البدء |
| Відносна атомна маса | relative atomic mass | relative atomique masse | نسبه الكتلة الذرية |
| Відносна молекулярна маса | relative molecular mass | poids moléculaire relatif | الوزن الجزيئي النسبي |
| Відносний | relative | relative | نسبي |
| Відношення | relation, ratio | relation | علاقة |
| Відповідний | respective | correspondent a gon | مناسب |
| Відрив | tearing off | detachement | الانفصال |
| Відстань | distance | distance | المسافة |
| Властивість | property | propriete | خصائص |
| Вода | water | eau | ماء |

Продовження таблиці

| Українські | Англійські | Французькі | Арабські |
|----------------------|---------------------------|----------------------------|---------------------|
| Водневий показник | hydrogen ion exponent | indice d'hydrogène | مؤشر الهيدروجين |
| Вступати в реакцію | to react (with) | reagir, entrer en reaction | يستجيب؛ يتأثر |
| Входити | to enter | enter | للدخول |
| Вчення | teaching, doctrine | doctrine | دراسة |
| Газоподібний | gaseous | gaseux | غاز |
| Гальванічний елемент | galvanic element | pile galvanique | تینافلج تیلخ |
| Горіння | combustion, burning | combustion | احترق؛ هيجان |
| Густина | density | densite | كثافة |
| Двохосновний | dibasic | | ثنائي القاعدة |
| Дисоціація | dissociation | Dissociation | لكفتلا |
| Добуток | product | produit | محصول؛ ناتج |
| Дорівнює | equal | egal | مساوي |
| Еквівалент | equivalent | equivalence | مكافئ |
| Еквівалентна маса | equivalent weight | | الكتلة المكافئة |
| Електронна оболонка | electron shell | envelope electron | هالة الاكترون |
| Електрод порівняння | reference electrode | électrode de référence | معجرملا بطقلا |
| Електричний струм | electric current | courant électrique | ي نابرهكلا رايتلا |
| Електроліт | electrolyte | Électrolyte | عابر هكلاب |
| Електрохімія | electro-chemistry | électrochimie | تینابرهكلا عایمیکلا |
| Елемент | element | element | معدن |
| Ємність | capacity | capacity | القدرة |
| За допомогою | with the help of | a l'aide de | بمساعدة |
| Загальний | common | commun | مشترك |
| Закон | law | loi | قانون |
| Залежати | to depend | dependre | تعتمد |
| Залежність | relation, dependence | dependance | علاقة |
| Заміщення | replacement, substitution | replacement | تبدال؛ تعویض |
| Запах | odour | odeur | رائحة |
| Запис | record | reponse, note | كتابة؛ تسجيل؛ تدوين |
| Заряд | charge | charge | شحنة |
| Зберігатися | to preserve, to keep | conserver | حافظ على؛ بقی |
| Збільшуватися | to increase | s'accroitre, augmenter | زيادة |
| Здатність | ability, capability | capacite | قابلية؛ قدرة؛ مقدرة |
| Змінна | variable | grandeur variable | متغير |
| Змінюватися | to change | changer | تغير؛ تبديل؛ تحویل |
| Значення, величина | value | valeur | قيمة |
| Зникати | destroy, to disappear | disparaitre | يحطم |
| Ізотоп | isotope | isotope | نظير |
| Іон | ion | ion | أيون |

Продовження таблиці

| Українські | Англійські | Французькі | Арабські |
|-------------------------|-----------------------------|---------------------|----------------------------|
| Інертний анод | inert anode | anode inerte | لماذ دوناً |
| Індикатор | indicator | indicateur | رشمؤم |
| Існувати | to exist | exister | وجد؛ بقى |
| Істинна | veritable, true | vrai, veritable | حقيقي |
| Катод | cathode | cathode | دوٹاكلا |
| Кипіння | boiling | ebulition | غليان |
| Кисень, Оксиген | oxygen | oxygene | اوکسجين |
| Кислота | acide | acide | حامض |
| Кисла сіль | acid salt | sel aigre | ضماذ حلم |
| Кислотність основи | acidity of base | acidite de base | حموضة |
| Кількісний | quantitative | quantitatif | كمى؛ مقدارى |
| Кількість | quantity | quantite | كمية |
| Колір, забарвлення | colour | couleur | لون |
| Конденсація | condensation | condensation | تكاثف؛ تكثيف |
| Крейда | chalk | craie | طباشير |
| Леткий | volatile | volatile | متقلب |
| Лівий | left | gauche | يسارى |
| Лід | ice | glace | جليد |
| Ложка | spoon | cuiller | ملعقة |
| Маса | mass | masse | كتلة |
| Масовий | mass | masse | كتلى |
| Матерія | matter | matiere | مادة |
| Між | between | entre | بين |
| Містити | to contain | contenir | تحتوي |
| Модифікація | modification | | تعديل |
| Молекула | molecule | molecule | جزئ |
| Моль | mole | mole | مول |
| Молярний об'єм | molar volume | volume molaire | الحجم المولى |
| Нагрівання | heating | chauffage | حرارة |
| Назва | name | nom | اسم |
| Найменша, найдрібніша | the least | le plus petit | الاقل |
| Наслідок | consequence | consequence | نتيجة |
| Негативний | negative | negatif | سلبى |
| Негативно заряджений | negative charged | chargé négativement | شحنه سالبة |
| Незручно | inconvenient | incommode | مخرج |
| Неподільна | indivisible | indivisible | لايتجزأ؛ غير قابل للانقسام |
| Нерозчинний | insoluble | insoluble | لايزوب |
| Низький | low | bas | منخفض |
| Нормальні умови (н. у.) | normal (standart) condition | conditions normales | الظروف الطبيعية |
| Об'єм | volume | volume | حجم |
| Обмін | exchange | exchange | الصرف |

Продовження таблиці

| Українські | Англійські | Французькі | Арабські |
|--------------------|-----------------------------|---------------------------------------|---------------------|
| Одержання | obtaining production | prodiction, obtention, preparatifs | حصول؛ استلام؛ تسلّم |
| Одинарний | single | quin'est pas double | أعزب |
| Одиниця | unit | unite | وحدة |
| Однаковий | equal, same | le meme | متشابه |
| Однокислотний | monoacidic | monoacide | حمض واحد |
| Одноосновний | monobasic | monobasique | احادي |
| Ознака | feature, indication | indice, signe | علامة |
| Оксид | oxide | oxide | اوكسيد |
| Осад | precipitate | precipite | الرواسب |
| Основа | base | base | قاعدة |
| Основність кислоти | basicity of acid | basite de acide | اساسيات الحمض |
| Основна сіль | basic salt, hydroxy salt | sel basique | ي اساساً حله |
| Охолодження | cooling | refroidissement | تبريد |
| Пара | vapour, steam | vapeur | بخار |
| Перемінна | variable | grandeur variable | المتغير |
| Перетворення | transformation | transformation | تحول كيميائي |
| Перетворювати | to convert | convertir | يتحول؛ يقلب الى |
| Підкорятися | to obey | se soumettre | أطاع |
| Плавлення | melting | fusion | يذوب؛ ينصهر |
| Повітря | air | air | هواء |
| Поглинання | absorption | absorber | امتصاص |
| Подвійний | binary, double | double | مزدوج |
| Поділити | to divide | diviser, separer | يقسم |
| Позитивний | positive | positif | ايجابي |
| Позначати | to mark | marquer | يوفر |
| Показувати | to demonstrate, to show | monter | دل |
| Поле | field | champ | مجال |
| Положення | position | position d'un corps | موضع؛ حالة |
| Поняття | conception(notion) | notion | مفهوم |
| Порівнювати | to compare | comparer | قارن |
| Порошок | powder | poudre | مسحوق |
| Правий | right | droit | حق |
| Приблизний | approximate | approximativement | تقريبي |
| Приєднувати | to add | additionner | يضيف |
| Природа | nature | nature | طبيعة |
| Пробірка | test-tube | eprouvette | انبويه الاختبار |
| Провідність | conductivity | Conductance | فرصنة |
| Провідник | conductor | Conducteur | ل صوم |
| Продукт | product | produit | شيء؛ مادة؛ ناتج |

Продовження таблиці

| Українські | Англійські | Французькі | Арабські |
|--------------------|----------------------------------------|----------------------------------------------|------------------------------|
| Проста речовина | simple substance, elementary substance | corps simple | بسيط |
| Процентний | percentage | pourcentage | نسبة مئوية |
| Реагувати | to react | reagir | تأثر؛ رد على؛ تفاعل مع |
| Реакція | reaction | reaction | يستجيب؛ يتأثر |
| Результат | result | resultat | نتيجة |
| Речовина | substance | substance, quantite | مادة |
| Рівняння | equation | equation | معادلة |
| Рідкий | liquid | liquide | سائل |
| Різний | different, various | different | مختلف |
| Розклад | decomposition | decomposition | تفكك |
| Розмір | dimension | dimension | مقياس؛ قياس |
| Розмірність | dimensionality | dimensionnalité | البعء |
| Розплав | flux, liquid melt, melt | la fusion | راهصنا |
| Розраховувати | to calculate | calculer | لحساب |
| Розрахувати | to calculate | calculer | يعد؛ يحسب |
| Розрізнятися | to differ | differer | لتكون مختلفة |
| Розрядка | discharge | décharge | تمذلا؛ اربا |
| Розташований | is situated | qui est situe | يقع |
| Розчин | solution | solution | الحل |
| Розчинний анод | sacrificial anode | anode soluble | نابوذلك لباقة دوناً |
| Розчинність | solubility | dissolubilité | قابلية الذوبان؛ ذوبانية |
| Розщеплення | breaking up, disintegration | Scission | قشء |
| Руйнуватися | to disintegrate | se detruire | تحطم؛ تدمير |
| Рух | movement, motion | mouvement | حركة |
| Ряд напруг металів | electric series | un certain nombre de contraintes métalliques | تتبعاً عملاً؛ طوغضلاً؛ نمددع |
| Символ | symbol | symbole | رمز |
| Сильний електроліт | strong electrolyte | électrolyte puissant | تتبعاً؛ ابرهكلاً؛ لحنملاً |
| Система | system | systeme | نظام |
| Сіль | salt | sel | ملح |
| Склад | compound | compose | بناء؛ تكوين؛ تركيب |
| Складається з | to consist of | se composer de | يتكون من |
| Складна речовина | complex, composite substance | corps compose | معقد |
| Скло | glass | verre, vitre | زجاج |
| Смак | taste | savoir | مذاق؛ طعم |
| Спеціальний | special | special | خاص |
| Спирт | alcohol | alcool | كحول |
| Сполука | composition | composition | رابط |
| Спосіб | method, way | moyen, mode | طريقة |
| Слабкий електроліт | weak electrolyte | électrolyte faible | ءابرهكلاً؛ لحنملاً؛ فعءء |
| Срібло | silver | argent | فضة |

Продовження таблиці

| Українські | Англійські | Французькі | Арабські |
|-------------------------------------|-------------------------|---------------------------------------|-------------------------------|
| Стакан | glass | verre | اناء |
| Стала | constant | constant | ثابت؛ دائم؛ مستمر |
| Стан | state | etat | حالة |
| Стрілка | hand, arrow | aiguille, fleche | أبره؛ عقرب ساعة |
| Структура | structure | structure | تركيب |
| Ступінь дисоціації | degree of dissociation | degré de dissociation | لكفنالة مجرد |
| Сума | sum | somme | بعض؛ كمية؛ مجموع |
| Суміш | mixture | melange | خليط؛ مخلوط |
| Твердий | solid | solide | صلب |
| Температура | temperature | temperature | درجة الحرارة |
| Температура кипіння | boiling point | temperature de ebullition | درجة الغليان |
| Температура плавлення | melting point | temperature de fusion | نقطة الذوبان |
| Тепловий | heat | thermique | حراري |
| Теплота | heat | chaleur | حرارة |
| Тиск | pressure | pression | الضغط |
| Тіло | body | corps | جسم |
| Універсальний | universality | universal | عالمي |
| Урівнювати | to balance | equilibrer | يعادل |
| Утворення | formation | formation | نشوء؛ تكون |
| Форма | form | forme | شكل |
| Формула | formula | formule | الصيغة |
| Формула хімічна | chemical formula | formule chimique | الصيغة الكيميائية |
| Характеристика | characteristic | characteristique | خاص؛ مميز |
| Хімічне джерело електричного струму | chemical current source | source chimique de courant électrique | مصدر كيميائي للتيار الكهربائي |
| Хімічний зв'язок | chemical bond | liaison chimique | رابطة كيميائية |
| Цукор | sugar | sucre | سكر |
| Частина | part | part | جزء |
| Частинка | particle | parcelle | جسم اولي دقيق / جسيمات |
| Частка | part, portion, share | part, partie | جزء |
| Число | number | nombre | رقم؛ عدد |
| Хаотично | chaotic | chaotique | يئاوشد؛ لكتشب |
| Шматок | lump, piece | morceau | قطعة |
| Явище | phenomenon | fait | ظاهرة |
| Ядро | nucleus | noyau | نواة |
| Якісний | qualitative | qualificatif | الجودة |

ДОДАТОК А

ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ

| ПЕРІОД | ГРУПИ ЕЛЕМЕНТІВ | | | | | | | | VIII | |
|----------------------------|--------------------------------|--------------------------------|---------------------------------|-----------------------------------|--------------------------------|--------------------------------|-------------------------------|--------------------------------|---------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| | I | II | III | IV | V | VI | VII | VIII | | |
| 1 | H 1,008 Гідроген | | | | | | | | He 4,003 Гелій | 2 19 Протонне число |
| 2 | Li 6,941 Літій | Be 9,0122 Берилій | B 10,811 Бор | C 12,011 Карбон | N 14,007 Нітроген | O 15,999 Оксиген | F 18,998 Флуор | Ne 20,179 Неон | Ar 39,948 Аргон | 10 18 [He]2s ² 2p ⁶ [Ne]3s ² 3p ⁶ [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶ |
| 3 | Na 22,990 Натрій | Mg 24,305 Магній | Al 26,982 Алюміній | Si 28,086 Силіцій | P 30,974 Фосфор | S 32,066 Сульфур | Cl 35,453 Хлор | Ar 39,948 Аргон | | 18 36 [Ne]3s ² 3p ⁶ [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶ [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶ |
| 4 | K 39,098 Калій | Ca 40,078 Кальцій | Sc 44,956 Скандій | Ti 47,88 Титан | V 50,942 Ванадій | Cr 51,996 Хром | Mn 54,938 Манган | Fe 55,845 Ферум | Co 58,933 Кобальт | 26 36 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² [Ar]3d ⁸ 4s ² [Ar]3d ⁷ 4s ² |
| 5 | Rb 85,468 Рубідій | Sr 87,62 Стронцій | Y 88,906 Ітрій | Zr 91,224 Цирконій | Nb 92,906 Ніобій | Mo 95,94 Молибден | Tc 98 Технецій | Ru 101,07 Рутеній | Rh 102,91 Родій | 44 45 [Kr]4d ¹⁰ 5s ¹ [Kr]4d ⁹ 5s ¹ [Kr]4d ⁸ 5s ¹ |
| 6 | Cs 132,91 Цезій | Ba 137,33 Барій | *La 138,91 Лантан | Hf 178,49 Гафній | Ta 180,95 Тантал | W 183,85 Вольфрам | Re 186,21 Рений | Os 190,22 Осмій | Ir 192,22 Ірідій | 72 74 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁹ 6s ¹ [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁸ 6s ¹ [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁷ 6s ¹ |
| 7 | Fr [223] Францій | Ra [226] Радій | *Ac [227] Актиній | Rf [261] Резерфордій | Db [262] Дубній | Sg [266] Сиберій | Bh [268] Борій | Hs [269] Гасій | Mt [270] Майтнерій | 108 109 [Rn]5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ² [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁹ 7s ² [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁸ 7s ² |
| Висні оксиди | R ₂ O | RO | R ₂ O ₃ | RO ₂ | R ₂ O ₅ | RO ₃ | R ₂ O ₇ | RO ₄ | | |
| Легкі сполуки з Гідрогеном | | RH ₄ | RH ₃ | RH ₂ | RH ₂ R | HR | | | | |

* Лантаноїди

| | | | | | | | | | | | | | | |
|----|------------------------------|---------------------------------|-------------------------------|--------------------------------|--------------------------------|--------------------------------|----------------------------------|-------------------------------|----------------------------------|--------------------------------|------------------------------|------------------------------|---------------------------------|--------------------------------|
| 58 | Ce 140,12 Церій | Pr 140,91 Прометій | Nd 144,24 Неодім | Pm [145] Прометій | Sm 150,36 Самарій | Eu 151,96 Європій | Gd 157,25 Гадоліній | Tb 158,93 Тербій | Dy 162,50 Диспрозій | Ho 164,93 Гольмій | Er 167,26 Ербій | Tm 168,93 Тулій | Yb 173,04 Йттербий | Lu 174,97 Лютецій |
|----|------------------------------|---------------------------------|-------------------------------|--------------------------------|--------------------------------|--------------------------------|----------------------------------|-------------------------------|----------------------------------|--------------------------------|------------------------------|------------------------------|---------------------------------|--------------------------------|

** Актиноїди

| | | | | | | | | | | | | | | |
|----|------------------------------|-----------------------------------|----------------------------|--------------------------------|--------------------------------|--------------------------------|-----------------------------|-------------------------------|----------------------------------|----------------------------------|------------------------------|---------------------------------|-------------------------------|---------------------------------|
| 90 | Th 232,04 Торій | Pa [231] Протактиній | U 238,03 Уран | Np [237] Нептуній | Pu [244] Плутоній | Am [243] Америчій | Cm [247] Курій | Bk [247] Берклій | Cf [251] Каліфорній | Es [252] Ейнштейній | Fm [257] Фермій | Md [288] Мейтнерій | No [289] Нобелій | Lr [260] Лоуренцій |
|----|------------------------------|-----------------------------------|----------------------------|--------------------------------|--------------------------------|--------------------------------|-----------------------------|-------------------------------|----------------------------------|----------------------------------|------------------------------|---------------------------------|-------------------------------|---------------------------------|

s-елементи p-елементи d-елементи f-елементи

ДОДАТОК Б

РОЗЧИННІСТЬ КИСЛОТ, ОСНОВ І СОЛЕЙ У ВОДІ (за температури 20–25 °С)

| Аніони | Катіони | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|----------------------------------|----------------|----------------|-----------------|------------------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|-----------------|------------------|------------------|------------------|------------------|
| | H ⁺ | K ⁺ | Na ⁺ | NH ₄ ⁺ | Ba ²⁺ | Ca ²⁺ | Mg ²⁺ | Al ³⁺ | Cr ³⁺ | Fe ²⁺ | Fe ³⁺ | Ni ²⁺ | Mn ²⁺ | Zn ²⁺ | Ag ⁺ | Hg ²⁺ | Cu ²⁺ | Pb ²⁺ | Sn ²⁺ |
| OH ⁻ | | Р | Р | Р | Р | М | М | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | - | - | Н | Н | Н |
| Cl ⁻ | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Н | Р | Р | М | Р |
| Br ⁻ | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Н | М | Р | М | Р |
| I ⁻ | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | - | Р | Р | Р | Н | М | - | М | М |
| S ²⁻ | Р | Р | Р | Р | Р | - | - | - | - | Н | - | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н |
| SO ₃ ²⁻ | Р | Р | Р | Р | М | М | М | - | - | М | - | Н | М | Р | Н | - | - | М | - |
| SO ₄ ²⁻ | Р | Р | Р | Р | Н | М | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | М | Р | Р | М | Р |
| PO ₄ ³⁻ | Р | Р | Р | Р | Н | Н | М | Н | Н | Н | Н | Н | М | Н | Н | - | - | Н | Н |
| CO ₃ ²⁻ | Р | Р | Р | Р | Н | Н | М | - | - | Н | - | - | Н | Н | М | - | - | Н | - |
| SiO ₃ ²⁻ | Н | Р | Р | - | Н | Н | Н | - | - | Н | - | - | Н | Н | - | - | - | Н | - |
| NO ₃ ⁻ | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р |
| CH ₃ COO ⁻ | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | - | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р |

Умовні позначення: **Р** – розчиняється (понад 10 г/л H₂O);

М – мало розчиняється (від 10 г/л до 0,01 г/л H₂O);

Н – практично не розчиняється (менше 0,01 г/л H₂O);

- – сполука розкладається водою або не існує.

Навчальне видання

**Диченко Тетяна Василівна,
Пономарьова Людмила Миколаївна,
Большаніна Світлана Борисівна,
Пшеничний Роман Миколайович**

Хімія

Навчальний посібник

За загальною редакцією Т. В. Диченко

Художнє оформлення обкладинки Р. М. Пшеничного
Редактор І. О. Кругляк
Комп'ютерне верстання Р. М. Пшеничного

Формат 60×84/16. Ум. друк. арк. 10,46. Обл.-вид. арк. 8,29. Тираж 300 пр. Зам. №

Видавець і виготовлювач
Сумський державний університет,
вул. Римського-Корсакова, 2, Суми, 40007
Свідоцтво суб'єкта видавничої справи ДК № 3062 від 17.12.2007.