

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ХЕРСОНСЬКИЙ ДЕРЖАНИЙ УНІВЕРСИТЕТ

Пилипчук Л.Л.

Рудич-Волкова С.А.

Іванищук С.М.

ХІМІЯ В ПИТАННЯХ, ВІДПОВІДЯХ ТА ПОЯСНЕННЯХ
(ЗАГАЛЬНА, ФІЗИЧНА, ЕКОЛОГІЧНА ТА
ФАРМАЦЕВТИЧНА ХІМІЯ)

Навчально-методичний посібник

для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти
хімічних, екологічних і біологічних спеціальностей та другого
(магістерського) рівня фармацевтичних спеціальностей
(денна та заочна форми навчання)

Херсон - 2025

УДК 54(075.8)

*Рекомендовано вченою радою
Херсонського державного університету
в якості навчально-методичного посібника із загальної, фізичної, екологічної та
фармацевтичної хімії для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти хімічних,
екологічних і біологічних спеціальностей та другого (магістерського) рівня фармацевтичних
спеціальностей денної та заочної форм навчання
(від 31.03.2025 р., протокол № 14.)*

Укладачі:

Пилипчук

Людмила Львівна – кандидатка біологічних наук, доцентка кафедри хімії та фармації Херсонського державного університету

Рудич-Волкова

Світлана Андріївна – кандидатка хімічних наук, доцентка кафедри хімії та фармації Херсонського державного університету

Іванищук

Світлана Миколаївна – кандидатка фізико-математичних наук;

Рецензенти:

Родик

Роман Васильович – доктор хімічних наук, завідувач лабораторії медико-біологічних досліджень Інституту органічної хімії НАН України

Тарас

Тетяна Миколаївна – кандидатка хімічних наук, завідувача кафедрою хімії середовища та хімічної освіти Прикарпатського національного університету

Пилипчук Л.Л., Рудич-Волкова С.А., Іванищук С.М.

Хімія в питаннях, відповідях та поясненнях (загальна, фізична, екологічна та фармацевтична хімія). Навчально-методичний посібник для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти хімічних, екологічних і біологічних спеціальностей та другого (магістерського) рівня фармацевтичних спеціальностей (денна та заочна форми навчання). – Херсон..., 2025. – 218 с.

Навчально-методичний посібник призначений для підготовки для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти хімічних, екологічних і біологічних спеціальностей Е3 Хімія, А4 Середня освіта А4.06 Хімія, Е2 Екологія, Е1 Біологія та біохімія та другого (магістерського) рівня фармацевтичних спеціальностей І8 Фармація І8.01 Фармація, як доповнення до підручників. Форма посібника допомагає студентам відповідати на складні питання, пояснення спрощують процес вивчення та розуміння їх.

Навчально-методичний посібник містить основні теоретичні питання, відповіді та пояснення для самопідготовки студентів із переліком рекомендованих джерел, як друкованих, так і інтернет-джерел.

Навчально-методичний посібник рекомендовано для здобувачів закладів вищої освіти хімічних, екологічних та фармацевтичних спеціальностей, а також може бути використаний студентами біологічних та медичних спеціальностей для аудиторної та позааудиторної (самостійної) роботи здобувачів.

ISBN 978-617-8670-15-3

УДК 54(075.8) ПЗ1

© Пилипчук Л.Л., 2025

© Рудич-Волкова С.А., 2025

© Іванищук С.М., 2025

ЗМІСТ

ПЕРЕДМОВА	4
Тема 1. ВСТУП.....	6
Тема 2. АТОМ. МОЛЕКУЛА. ХІМІЧНИЙ ЕЛЕМЕНТ. ПРОСТА РЕЧОВИНА.....	10
Тема 3. МАСИ АТОМІВ І МОЛЕКУЛ. МОЛЬ. МОЛЯРНА МАСА. МОЛЯРНИЙ ОБ'ЄМ.....	16
Тема 4. ЗАКОН ЕКВІВАЛЕНТІВ.....	24
Тема 5. ЗАКОН АВОГАДРО І ВИСНОВКИ З НЬОГО	32
Тема 6. БУДОВА АТОМІВ	44
Тема 7. ЕЛЕКТРОННА БУДОВА АТОМА. ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ	55
Тема 8. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК.....	80
Тема 9. РОЗЧИНИ	111
Тема 10. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ.....	144
Тема 11. ЕЛЕКТРОХІМІЧНІ ПРОЦЕСИ	161
Тема 12. ФОСФАТНА ЗАГРОЗА ДОВКІЛЛЮ	182
РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА	197
ДОВІДКОВИЙ МАТЕРІАЛ.....	200

Передмова

Шановні студенти та інші бажаючі розібратись у складних, але цікавих та корисних питаннях хімії! Автори цього навчального посібника довгий час викладали хімію студентам природничих спеціальностей. За ці роки ми спостерігали, що частина питань, на які не можуть знайти відповідь студенти, повторювалась з року в рік.

Тому ми обрали саме таку структуру посібника:

- питання
- відповідь
- пояснення.

Якщо деякі з питань здаються вам занадто простими – придивіться до відповідей. Там можуть бути прихованими філософські узагальнення щодо цього питання.

В посібнику є теми, які вивчають в таких дисциплінах: загальна, фізична, екологічна та фармацевтична хімія, ці курси пов'язані, а теми, представлені в посібнику вивчають на різних рівнях. Багато питань та відповідей можуть бути здобувачам, які вивчають медичну хімію.

В посібнику охарактеризовано поняття атом, молекула, хімічний елемент, прості та складні речовини, кількісні поняття мікро- та макросвіту, такі як відносні атомна, молекулярна, формульна маси та молярна маси та їх взаємозв'язок. Розкрито суть хімічних законів, зокрема Авогадро та еквівалентів, висновків з них. Розглянуто будову атома та електронної оболонки, а також вплив будови на властивості атомів та речовин, періодичний закон та періодичну систему елементів, взаємозв'язок між будовою електронної оболонки та положення елемента в системі. Розкрито сутність хімічного зв'язка, його види, механізми утворення та принципи опису. Висвітлено загальні та колігативні властивості розчинів, види концентрацій та розрахунки. Розглянуто сутність окисно-відновних та електрохімічних процесів. Охарактеризовано фосфатну загрозу навколишньому середовищу та можливості зменшення її.

Автори будуть вдячні читачам за пропозиції і зауваження, спрямовані на поліпшення якості посібника.

Ми вважаємо, що цей посібник може бути корисним студентам очних, заочних форм навчання хімічних, біологічних, фармацевтичних та медичних спеціальностей, учням старших класів при підготовці до олімпіад, а також при дистанційному викладанні хімії.

З повагою, колектив авторів.

ТЕМА 1

ВСТУП

Питання

- 1.1.** Які науки називають природничими?
- 1.2.** Які форми існування матерії відомі сучасним природничим наукам?
- 1.3.** Що таке речовина? Чим відрізняється речовина від поля?
- 1.4.** Які форми поля відомі сучасній науці?
- 1.5.** Навести приклади дії поля будь-якого типу на хімічні процеси, у природі, у космосі.

Актуальність теми

Хімія відноситься до природничих наук, вона вивчає речовини, їх властивості та перетворення речовин. Люди і те що їх оточує – це все хімічні речовини. Там де немає хімічних речовин – там вакуум!!!

Відповіді та пояснення

1.1. Які науки називають природничими?

Природничі науки вивчають форми існування матерії в природі, встановлюють закономірності їх існування та взаємодії. За ознакою вивчення різних природних об'єктів вони поділяються на фізику, хімію, біологію, географію та космологію.

Як уявити алгоритм зародження та становлення наукової системи?

- 1) Спостереження природних об'єктів та процесів.
- 2) Накопичення спостережень та спроби узагальнення окремих об'єктів за певними ознаками (кольором, об'ємом, агрегатним станом, формою тіла, та інші) та виділення їх в окремі групи.
- 3) Встановлення логічних зв'язків між окремими групами узагальнених предметів та явищ.
 - ❖ *Приклад:* всі предмети цієї групи є горючими.
- 4) Пошук логічних зв'язків для створення фізичної моделі або математичного рівняння, яке встановлює закономірності між процесами.
 - ❖ *Приклад:* При нагріванні гумових куль з різними газами їх об'єм збільшується.

На цьому етапі встановлюються закони, які діють в середині певної науки.

- ❖ *Приклад:* для хімії такими законами є закон збереження маси при хімічних реакціях, закон еквівалентів та інші.

- 5) Поглиблення кожної науки призводить до узагальнень, які відповідають основним законам діалектики.

- ❖ *Приклад:* Зліва направо в періодичній системі збільшується кількість протонів в ядрах атомів, валентних електронів у зовнішньому електронному рівні. Зміна кількості цих частинок призводить до

якісної зміни хімічних властивостей атомів і простих речовин: зліва направо по періоду відбувається зміна:

лужні метали (сильні відновники) $Na \rightarrow$ метали середньої активності $Mg \rightarrow$ метали з амфотерними властивостями $Al \rightarrow$ неметали $Si, P \rightarrow$ неметали – активні окисники $S, Cl_2 \rightarrow$ інертні гази Ar .

Цей ланцюжок є ілюстрацією одного із основних законів діалектики – переходу кількості у якість.

1.2. Які форми існування матерії відомі сучасним природничим наукам?

Сучасні наукові дослідження виявили дві форми існування матерії – речовину та поле. Деякі автори третьою формою існування матерії вважають вакуум. Але це мало досліджено.

1.3. Що таке речовина? Чим відрізняється речовина від поля?

Речовиною вважають сукупність матеріальних частинок, які мають масу спокою. Деякі теоретики вважають ще однією формою матерії вакуум. Але кількість спостережень та досліджень його недостатньо для створення теоретичних висновків.

На відміну від речовини частинки поля не мають маси спокою.

Хоч речовина та поле це різні форми існування матерії, але вони взаємозв'язані, тому що частинки речовини взаємодіють між собою за рахунок прояву дії поля.

1.4. Які форми поля відомі сучасній науці?

В наш час відомо про існування таких полів: тяжіння (гравітації), ядерного, електромагнітного. Гравітаційне поле відомо людям з давніх часів. Вже давно вчені запропонували квант цього поля назвати гравітоном, але виявити існування гравітону експериментально поки ще не змогли. Ядерне поле діє між нуклонами в атомних ядрах, діапазон його дії дуже обмежений – воно має велику силу на відстані атомного радіусу $1 \cdot 10^{-8}$ см і зменшує силу до нуля на відстані вже двох атомних радіусів. Найбільш вивченим є електромагнітне поле. Воно є сукупністю дії двох полів: електричного та магнітного.

1.5. Навести приклади дії поля будь-якого типу у хімічних процесах, у природі, у космосі.

Згідно теорії будови атому – атом є системою, в якій позитивно заряджене ядро взаємодіє з негативно зарядженою електронною оболонкою за рахунок дії електромагнітного поля. Атоми хімічно взаємодіють між собою також за рахунок дії цього поля. Космічні системи є прикладом дії поля тяжіння. Робота атомних електростанцій ілюструє велику силу міжнуклонної взаємодії в атомних ядрах. Найбільш вивченим є електромагнітне поле. Перші роботи по можливості перетворити магнітне поле у електричне та навпаки належать Майклу Фарадею. 10 років досліджень знадобились для того, щоб відкрити електромагнітну індукцію. До Фарадея ні один дослідник не вважав, що силове поле саме по собі є матеріальною субстанцією. Ці відкриття були продовжені в роботах Максвелла. Завдяки цим роботам на початку XX ст. була створена електромагнітна картина світу. На базі електромагнітних взаємодій пояснюються не лише електричні та магнітні явища, але спектральні, теплові та хімічні.

ТЕМА 2

АТОМ. МОЛЕКУЛА. ХІМІЧНИЙ ЕЛЕМЕНТ. ПРОСТА РЕЧОВИНА

Питання

- 2.1. Чим відрізняються поняття «хімічний елемент» та «проста речовина»?
- 2.2. Чи всі явища, які супроводжують утворення нових речовин, є хімічними?
- 2.3. Як записують хімічні реакції? Чим відрізняються записи хімічних перетворень речовин (рівняння реакцій) та радіоактивних перетворень? Які закони лежать в основі цих записів?
- 2.4. Що таке атом?
- 2.5. Доказ збереження ядер атомів під час хімічних перетворень речовин.
- 2.6. Молекула, хімічна формула, формульна одиниця. Спільне та відмінне у цих понять.
- 2.7. Чим обумовлені фізичні властивості речовин?
- 2.8. Метою алхіміків було перетворення інших речовин або елементів у золото. Чи може це зробити сучасна хімія?

Актуальність теми

Наш світ складається з хімічних речовин, складовими яких є атоми та молекули. Це фундаментні поняття хімії, без розуміння яких неможливо зрозуміти, чому хімічні речовини мають різні властивості і як відбуваються хімічні процеси.

Відповіді та пояснення

2.1. *Чим відрізняються поняття «хімічний елемент» та «проста речовина»?*

Хімічний елемент – це абстрактне поняття для позначення сукупності атомів з однаковим зарядом ядра.

Отже, «хімічний елемент» – це сукупність окремих систем – атомів, які мають свої хімічні властивості, але не зв'язані між собою.

Хімічний елемент у природі існує у формі простих та складних речовин. Атоми будь-якого хімічного елементу характеризуються певним складом, який обумовлює їх хімічні властивості. Символи хімічних елементів зібрані в таблицю: Періодична система хімічних елементів. Символи хімічних елементів – міжнародно признані скорочення назв латинських чи грецьких назв елементів. Символи хімічних елементів використовують для запису формул хімічних речовин та рівнянь хімічних реакцій.

❖ *Приклад:* якщо заряд ядер атомів $+1$, то це атоми (H) Гідрогену, якщо $+11$ – це атоми (Na) Натрію і т.д.

❖ *Приклад:* H_2O – вода; $NaCl$ – натрій хлорид

Проста речовина – речовина, утворена одним хімічним елементом.

Якщо атоми утворюють просту речовину, то це зумовлює властивості, що виникають через взаємодію між атомами в речовинах такі, як температура плавлення, кипіння та інші. Це – фізичні властивості речовин.

Багато хімічних елементів утворюють алотропні модифікації. Це прості речовини, утворені атомами одного й того ж хімічного елементу. В одних випадках алотропія обумовлюється типом хімічного зв'язку між атомами (Карбон – алмаз, графіт, карбін,

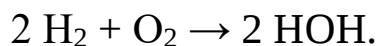
фулерен), у інших – кількістю атомів в (Оксиген – кисень, озон, Сульфур – моноклінна і ромбічна сірка, Фосфор – білий, червоний та інші). Тобто алотропія – це здатність одного хімічного елемента існувати у формі декількох простих речовин.

2.2. Чи всі явища, які супроводжують утворення нових речовин, є хімічними?

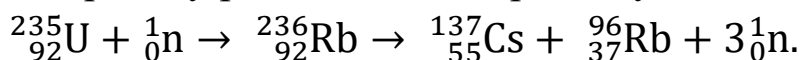
Хімічними є лише такі перетворення речовин, які відбуваються зі зміною їхнього складу чи будови за рахунок розриву одних хімічних зв'язків між частинками та утворенням інших. Виключенням з цього визначення є радіоактивні перетворення речовин.

❖ *Приклади:*

а) Рівняння хімічної реакції: розриваються зв'язки Н—Н, О—О, утворюється Н—О



б) Рівняння процесу радіоактивного розпаду:



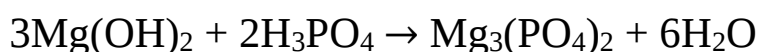
Бачимо, що при радіоактивних перетвореннях змінюється склад ядер атомів. Тобто при хімічних реакціях, природа атомів зберігається, а при радіоактивних перетвореннях вона змінюється.

Рівняння хімічних реакцій базуються на законі збереження маси речовин: маса вихідних речовин дорівнює масі продуктів реакції. Кількість атомів кожного елемента до і після реакції однакова.

2.3. Як записують хімічні реакції? Чим відрізняються записи хімічних перетворень речовин (рівняння реакцій) та радіоактивних перетворень? Які закони лежать в основі цих записів?

Сутність сутності хімічних реакцій виражають за допомогою рівнянь, до яких входять формули вихідних речовин та продуктів реакції, а також стехіометричні коефіцієнти. В основі рівнянь хімічних реакцій лежить закон збереження маси. Кількість атомів кожного елемента в лівій і правій частинах хімічного рівняння однакова (разом зі збереженням кількості атомів зберігається і їх сумарна маса).

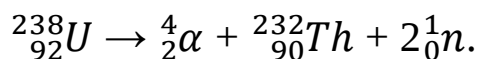
❖ *Приклад:* взаємодія магній гідроксиду з ортофосфатною (ортофосфорною) кислотою:



При радіоактивних перетвореннях у вихідних речовинах є атоми одних елементів, а утворюються атоми інших елементів. Під час запису ядерних перетворень перевіряють загальні кількості нуклонів в вихідних речовинах та продуктах процесу, а також кількості зарядів зліва та справа.

❖ *Приклад:*

α -розпад урану:



2.4. Що таке атом?

Слово атом в перекладі з грецької мови означає неподільний. Офіційно цю назву ввели у 1861 році на з'їзді хіміків в Карлсруе. До початку XX ст. атом вважали неподільним, незважаючи на те, що вже в XIX ст. були одержані докази складної будови атому (катодні промені, електричний струм, електрохімічні процеси, радіоактивність).

З позицій сучасної науки:

Атом – це найменша електронейтральна частинка, яка складається з позитивно зарядженого ядра та негативно заряджених електронів.

2.5. Доказ збереження ядер атомів під час хімічних перетворень речовин.

При хімічних реакціях атоми вихідних речовин обов'язково входять до складу продуктів реакції. Саме це лежить в основі всіх хімічних законів. Дослідження хімічних реакцій при різних температурах та значеннях тиску свідчить, що атоми є достатньо стійкими частинками; їхні ядра не руйнуються при хімічних процесах. Це тому, що енергії цих хімічних процесів недостатньо для руйнування атому. Водночас існує ряд фізичних чинників, які можуть зруйнувати атом.

❖ *Приклад:* короткохвильове випромінювання Сонця у верхніх шарах атмосфери викликає йонізацію азоту, кисню з утворенням позитивно заряджених йонів. Далі за участю електронів можуть утворювати нейтральні молекули – це рекомбінація цих йонів.

При цьому випромінюється енергія, яка розсіюється у тепловій формі. Це один із природних процесів захисту біосфери від згубної дії короткохвильове випромінювання.

Прикладами дії фізичних чинників на речовину при якій руйнуються атоми є утворення плазми, робота атомних електростанцій, використання рентгенівського випромінювання та інше.

2.6. Молекула, хімічна формула, формульна одиниця. Спільне та відмінне у цих понять.

Молекула – найменша частинка речовини, яка зберігає її хімічні властивості.

Хімічна формула – зображення кількісного та якісного складу речовини за допомогою хімічних символів та індексів.

❖ *Приклад:*

H_3PO_4 – формула ортофосфатної кислоти. Вона показує, що у молекулу цієї речовини входять елементи Гідроген, Фосфор та Оксиген у співвідношенні 3:1:4.

Формули поділяють на хімічні, структурні, просторові та електронні. Хімічні формули у свою чергу поділяються на найпростіші (емпіричні) та істинні. Перші показують лише кількісне співвідношення елементів у речовині. Істинна формула відображає кількісний та якісний склад молекули.

❖ *Приклад:*

найпростіша формула бензену – CH , істинна – C_6H_6 .

Структурні формули відображають взаємне розташування атомів у молекулі.

Для речовин з йонним типом кристалічної ґратки, в яких молекули відсутні, використовують поняття «**формульна одиниця**». Це умовний запис складу немалекулярної речовини.

❖ *Приклад:*

формульна одиниця для натрій хлориду – NaCl . Доведено, що такі молекули не існують ні в кристалі, ні в розчинах, ні в розплавах. Лише в газовій фазі можна виявити їх присутність в незначній кількості.

Таким чином, як хімічна формула, так і формульна одиниця виражають склад відповідних речовин. Різниця між ними в тому, що молекула – це угруповання атомів, зв'язаних між собою певним типом хімічних зв'язків, яке може діяти як єдине ціле. А формульна одиниця – це лише уявна спільність йонів, яку неможливо виділити, але яка відображає склад речовини.

2.7. Чим обумовлені фізичні властивості речовин?

Фізичні властивості речовин обумовлюються силою взаємодії (міцністю зв'язків) між структурними елементами речовини. Так, для речовин молекулярного типу – це міцність зв'язків між молекулами.

❖ Приклад:

відомо, що вода одночасно існує в природі у твердій, рідкій та газоподібній формах. Встановлено, що молекули води утворюють між собою водневі зв'язки. Енергія міжмолекулярних взаємодій (водневих зв'язків) між молекулами води у твердому та рідкому стані різна. Практично кожен з нас це відчуває – ми легко можемо занурити руку в рідку воду, і відчуємо опір при спробі зламати рукою кригу. При будь-якій температурі над поверхнею як рідкої, так і твердої води утворюється водяна пара внаслідок відриву молекул від поверхні. Ці молекули можуть знаходитись з поверхнею в динамічній рівновазі, а можуть повністю втратити зв'язок, як це відбувається в природі при випаровуванні води та утворенні хмар. В стані пари між молекулами води не існує зв'язків або утворюються та розриваються тимчасові зв'язки.

Висновок: міжмолекулярні взаємодії між молекулами води обумовлюють її фізичні властивості. У випадку сильних міжмолекулярних взаємодій речовини знаходяться в конденсованому агрегатному стані – рідкому або твердому.

2.8. Метою алхіміків було перетворення інших речовин або елементів у золото. Чи може це зробити сучасна хімія?

З часів алхіміків змінилися погляди на будову атому – стало зрозумілим, що для зміни природи атому треба змінити будову його ядра. Цими питаннями займається ядерна фізика. Вченим цієї галузі вдалося одержати великої кількості ізотопів різних елементів.

ТЕМА 3

МАСИ АТОМІВ І МОЛЕКУЛ. МОЛЬ. МОЛЯРНА МАСА. МОЛЯРНИЙ ОБ'ЄМ

Питання

- 3.1. В яких одиницях вимірюють маси атомів та молекул? Чому дорівнює маса найлегшого атому грамах?
- 3.2. Чим обумовлено використання поняття «кількість речовини»?
- 3.3. Фізичний зміст поняття «моль». Число Авогадро. Де його використовують?
- 3.4. Навести приклади, що ілюструють величину числа Авогадро та надзвичайно малі розміри атомів і молекул.
- 3.5. Що таке атомна одиниця маси? Для яких цілей її використовують? Як розрахувати масу у грамах, який відповідає 1 а.о.м?
- 3.6. Що таке відносні атомна та молекулярна маси? Де знайти значення відносних атомних мас елементів? Чим пояснюється те, що ці значення не є цілими числами?
- 3.7. Яка різниця між $A_r(\text{Na})$ та масою атому Натрію в грамах?
- 3.8. Які поняття із повсякденного використання можна зіставити з поняттям «моль»?
- 3.9. У виробництві, торгівлі кожна партія різних виробів зазвичай складають 10, 100, 1000 штук. Чому число Авогадро відрізняється від цього логічного ланцюжку?
- 3.10. У чому полягає зручність використання числа Авогадро?
- 3.11. Які довідкові таблиці потрібні, щоб за допомогою числа Авогадро перейти від кількісного співвідношення атомів, молекул, йонів до співвідношення мас речовини?
- 3.12. Наведіть формули розрахунку та одиниці вимірювання кількості речовини?
- 3.13. В старих підручниках зустрічаються поняття «грам-атом, грам-молекула, грам-еквівалент». Якими сучасними поняттями замінили ці терміни?
- 3.14. Наведіть алгоритм розрахунку молярної маси.
- 3.15. Що таке середня молярна маса, з урахуванням кількісного вкладу кожного компонента суміші? Як її розрахувати?

Актуальність теми

Весь світ побудований з «цеглинок» – це атоми, молекули та йони, але вони дуже малі. Поняття про відносні атомну, молекулярну та молярну маси дозволяє переходити від якісного опису до кількісного, вивчати кількісні співвідношення речовин, проводити стехіометричні розрахунки. Поняття моль, кількість речовини, молярна маса та молярний об'єм широко застосовується в хімічних лабораторіях, виробництвах та в фармації.

Відповіді та пояснення

3.1. *В яких одиницях вимірюють маси атомів та молекул? Чому дорівнює маса найлегшого атому у грамах?*

Атоми та молекули – надзвичайно малі частинки. Визначено, що маси їх знаходяться в інтервалі $1 \cdot 10^{-24}$ – $1 \cdot 10^{-22}$ грама.

Вже в XIX ст. було встановлено, що маси атомів відрізняються між собою. Тому спочатку атомні маси елементів визначили у відносній шкалі, де за одиницю прийняли масу найлегшого атому – атома Гідрогену. Після відкриття існування ізотопів Гідрогену стало зрозумілим, що така шкала потребує змін.

Сучасні значення мас атомів базуються на тому, що за одиницю визначення маси атомів та молекул прийняли масу 1/12 атому ізотопу Карбону $^{12}_6\text{C}$. Її названо атомною одиницею маси (скорочення – а.о.м.).

$$1 \text{ а.о.м.} = m(1/12 \text{ атому } ^{12}_6\text{C}).$$

Маса атому Гідрогену у грамах дорівнює $1,67 \cdot 10^{-24}$ г.

3.2. *Чим обумовлено використання поняття «кількість речовини»?*

Відомо, що не лише теоретична, але і практична хімія базується на проведенні експериментальних досліджень, які обов'язково передбачають зважування певних зразків речовин та реактивів. Ще на початку XIX ст. Амедео Авогадро, продовжуючи дослідження Гей-Люссака по встановленню складу води, запропонував використовувати для її добування співвідношення об'ємів водню та кисню 2:1, виходячи з гіпотези, що в рівних об'ємах газів міститься

однакова кількість молекул. В хімії вчені ще в XIX ст. домовились прийняти масу 32 г кисню (маса молекули O_2 – 32 а.о.м.) за стандартну величину при співставленні пропорцій речовин для дослідів. Згодом визначили, що в 32 грамах кисню міститься $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул кисню. Цю кількість частинок назвали числом Авогадро, або сталою Авогадро; а дану кількість частинок прийняли за одиницю кількості речовини – «моль».

3.3. Фізичний зміст поняття «моль». Число Авогадро. Де його використовують?

Моль – це порція речовини, яка містить стільки структурних елементів (атомів, молекул або йонів), скільки атомів ізотопу Карбону $^{12}_6C$ міститься в 12 г Карбону. Ця кількість дорівнює числу Авогадро: $6,02 \cdot 10^{23}$. Природу структурного елемента треба вказувати.

❖ *Приклад:* моль атомів Гідрогену відрізняється від молю молекул водню. Маса 1 моль атомів Гідрогену становить 1 г, а 1 моль водню H_2 – 2 г.

В хімії використовують термін «молярна маса»; цю величину позначають літерою M . Записи молярних мас «атомарного» і «молекулярного» водню:

$$M(H) = 1 \text{ г/моль};$$

$$M(H_2) = 2 \text{ г/моль}.$$

Термін «моль» походить від латинського «молес», що означає «маленька маса». Розмірність сталої Авогадро (1/моль) або моль^{-1} .

Використання поняття «кількості речовини» спрощує хімічні розрахунки, оскільки дозволяє від співвідношення атомів та молекул перейти до співвідношення мас у грамах.

Використання одиниці кількості речовини – певної упаковки мікрочастинок – базується на практичному досвіді людей застосовувати різні упаковки для дрібних предметів, переміщення сипучих товарів. Прикладами можуть бути упаковки для яєць, коробки для сірників, пакети для крупи та цукру. До найменших частинок речовини почали використовувати аналогію з тим, коли дрібні предмети пакують в певні ємності по 10, 20, 100 штук тощо.

Використання поняття «моль» спростило розвиток хімічної технології, а також хімічних та фізичних досліджень.

З 20 травня 2019 року основні одиниці системи СІ визначаються за допомогою не еталонів, а констант.

Моль до цього часу був прив'язаний до кількості атомів у 0,012 кг стабільного ізотопу Карбону-12, тобто був пов'язаний з масою. У новій версії системи СІ він визначений через зафіксовану сталу Авогадро, тобто містить $6,02214076 \cdot 10^{23}$ частинок.

3.4. Навести приклади, що ілюструють величину числа Авогадро та надзвичайно малі розміри атомів і молекул.

Щоб уявити величину числа Авогадро, візьмемо $6 \cdot 10^{23}$ кульок із діаметром в 0,5 см, і розмістимо їх у ланцюжок. Він буде довжиною у 301 мільйон мільярдів кілометрів. Згадайте, що відстань від Землі до Місяця дорівнює 239 000 миль або 478 000 км. Щоб уявити надзвичайно малі розміри молекул треба згадати, що 18 см³ рідкої води (це 18 г) містить число Авогадро молекул – 602 214 076 000 000 000 000 000.

Якщо порівняти одиниці вимірювання маси, то 1 грам приблизно в 602 200 000 000 000 000 000 000 рази більше ніж а.о.м. тобто

$$1 \text{ г} = 6.022 \cdot 10^{23} \text{ а.о.м}$$

3.5. Що таке атомна одиниця маси? Для яких цілей її використовують? Як розрахувати масу у грамах, який відповідає 1 а.о.м?

Хімія та фізика використовують специфічну одиницю вимірювання маси для молекул, атомів та інших мікрочастинок – це атомна одиниця маси. Щоб співставити її з одиницею вимірювання маси в системі СІ, треба згадати, що в 12 г Карбону міститься число Авогадро атомів. Отже маса одного атому Карбону дорівнює

$$m(1 \text{ атом C}) = \frac{12 \text{ г}}{6,02 \cdot 10^{23}}$$

А 1 а.о.м. ще в 12 разів менше. Згідно з розрахунком

$$1 \text{ а.о.м.} = 1,67 \cdot 10^{-24} \text{ г.}$$

3.6. Що таке відносні атомна та молекулярна маси? Де знайти значення відносних атомних мас елементів? Чим пояснюється те, що ці значення не є цілими числами?

Відносна атомна маса A_r (x) показує у скільки разів маса атому елемента X більше, ніж 1 а.о.м. Цю величину можна знайти у періодичній системі. У кожній клітинці її поряд з хімічним символом елемента наведено значення A_r даного елемента.

$$A_r = \frac{m(\text{атома})\text{а.о.м.}}{1 \text{ а.о.м.}}$$

Відносні атомні маси всіх елементів є не цілочисельними тому, що всі елементи мають ізотопи, а їх співвідношення у природі різне.

Аналогічно знаходять і відносну молекулярну масу. Відносна молекулярна маса показує, у скільки разів маса однієї молекули більше, ніж 1 а.о.м.

$$M_r = \frac{m(\text{молекули})\text{а.о.м.}}{1 \text{ а.о.м.}}$$

Відносна молекулярна маса складає суму всіх відносних атомних мас, з урахуванням кількості атомів кожного елемента.

❖ *Приклад:* Знайдіть відносну молекулярну масу сульфатної кислоти.

$$\begin{aligned} M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) &= A_r(\text{H}) \cdot 2 + A_r(\text{S}) + A_r(\text{O}) \cdot 4 = \\ M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) &= 1 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 98 \end{aligned}$$

Відносні атомна та молекулярна маси – безрозмірні величини.

3.7. *Яка різниця між $A_r(\text{Na})$ та масою атому Натрію в грамах?*

Маса одного атому Натрію дорівнює $23 \cdot 1,67 \cdot 10^{-24}$ г. Її також можна подати в атомних одиницях маси (а.о.м), вона становить 23 а.о.м.

$$A_r(\text{Na}) = 23 \cdot$$

3.8. *Які поняття із повсякденного використання можна співставити з поняттям «моль»?*

Моль – це певна упаковка (порція) найменших частинок. В повсякденному житті використовуються різні упаковки макрочастинок, дрібних предметів.

3.9. *У виробництві, торгівлі кожна партія різних виробів зазвичай складають 10, 100, 1000 штук. Чому число Авогадро відрізняється від цього логічного ланцюжку?*

Зручність використання числа Авогадро полягає в тому, що коли взяти наважку атомів хімічного елемента в грамах, яка чисельно

дорівнює його відносній атомній масі, то в цій наважці виявиться число Авогадро атомів. Саме це спрощує перехід від співвідношення атомів та молекул до співвідношення мас цих речовин. Таким чином, $6,02 \cdot 10^{23}$ атомів міститься в 12 г вуглецю, у 23 г натрію, у 64 г міді і т.д.

3.10. *У чому полягає зручність використання числа Авогадро?*

За відомою масою речовини легко можна розрахувати кількість атомів, молекул, йонів.

3.11. *Які довідкові таблиці потрібні, щоб за допомогою числа Авогадро перейти від кількісного співвідношення атомів, молекул, йонів до співвідношення мас речовини?*

Потрібна лише періодична система для визначення з'ясування відносних атомних мас елементів та хімічна формула речовини.

3.12. *Наведіть формули розрахунку та одиниці вимірювання кількості речовини?*

Кількість речовини позначається буквою **n** або **v** і визначається в молях за формулами:

$$n(\text{моль}) = \frac{m(\text{г})}{M(\text{г/моль})} = \frac{V(\text{дм}^3)}{V_m(\text{дм}^3/\text{моль})} = \frac{N}{N_A(1/\text{моль})},$$

де M – молярна маса, V_m – молярний об'єм, N – кількість найменших частинок речовини, N_A – стала Авогадро.

3.13. *В старих підручниках зустрічаються поняття «грам-атом, грам-молекула, грам-еквівалент». Якими сучасними поняттями замінили ці терміни?*

Замість понять (грам-атом, грам-молекула, грам-еквівалент) у 1960 році ввели поняття «моль»; це – одиниця кількості речовини.

Моль є основною одиницею вимірювання фізичної величини, назва якої – кількість речовини. Моль входить до складу семи основних одиниць системи СІ – (метр, кілограм, секунда, ампер, кельвін, моль, кандела).

3.14. *Наведіть алгоритм розрахунку молярної маси.*

Алгоритм обчислення молярної маси (на прикладі H_3PO_4 ортофосфорної кислоти):

- 1) Написати формулу речовини – H_3PO_4 ;

2) Із періодичної системи взяти значення $A_r(\text{H})$, $A_r(\text{P})$, $A_r(\text{O})$;

3) З урахуванням індексів обчислити відносну молекулярну масу речовини:

$$M_r(\text{H}_3\text{PO}_4) = 3 A_r(\text{H}) + A_r(\text{P}) + 4 A_r(\text{O}) = 3 \cdot 1 + 31 + 16 \cdot 4 = 98.$$

4) Молярна маса речовини чисельно дорівнює відносній молекулярній масі і виражається в г/моль, Тому до отриманого числа 98 приписуємо одиницю вимірювання молярної маси.

Одержуємо $M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98$ г/моль, це означає, що моль молекул H_3PO_4 мають масу 98 г.

3.15. *Що таке середня молярна маса, з урахуванням кількісного вкладу кожного компоненту суміші? Як її розрахувати?*

Дуже важливою для проведення розрахунків з хімії для газоподібних речовин, є величина «середня молярна маса повітря». Повітря є сумішшю газів, тому для обчислення маси повітря об'ємом 22,4 дм³ треба враховувати внесок кожного компоненту у «молярну» масу, згідно з об'ємною часткою (ϕ): N_2 – 78%, O_2 – 21%, CO_2 – 0,04%, інертні гази – 0,96%. Отже в кожних 100 дм³ повітря міститься 78 дм³ азоту, 21 дм³ кисню, 0,04 дм³ вуглекислого газу та 0,96 дм³ інертних газів.

Середня молярна маса повітря (без урахування вмісту вуглекислого та інертних газів)

$$M_{\text{сер.}}(\text{повітря}) = M(\text{N}_2) \cdot 0,78 + M(\text{O}_2) \cdot 0,21 = 29 \text{ г/моль.}$$

Саме таке значення використовують як середню молярну масу повітря. Вона використовується для визначення відносної густини будь-якого газу за повітрям.

❖ *Приклад:* хлор має масу 71 г/моль, тому він важчий за повітря і може накопичуватись біля підлоги у виробничих приміщеннях або на станціях обробки води хлором.

❖ *Приклад:* хлороводень, має масу 36,5 г/моль. В епоху промислової революції на деяких підприємствах він утворювався як побічний продукт, який видаляли з током нагрітих газів за допомогою труб. Але чим вище будували труби, тим на більшій площі від заводу у селян швидше іржавіли та псувались залізні інструменти. Це відбувалось тому, що хлороводень (який

утворював гідрат ($\text{HCl} \cdot \text{H}_2\text{O}$), тобто зв'язувався з молекулою води і тому ставав ще важчим) поступово розсіювався вітром і опускався вниз. Цей процес викликав корозію металічних інструментів і конструкцій. З тих пір на таких виробництвах ставлять системи очистки для вловлювання шкідливих газів.

ТЕМА 4

ЗАКОН ЕКВІВАЛЕНТІВ

Питання

- 4.1. Що таке еквівалент? В яких галузях науки та коли в повсякденному житті ми зустрічаємось з цим поняттям?
- 4.2. Що таке хімічний еквівалент? Наведіть висновок з закону еквівалентів.
- 4.3. Як в записах хімічних реакцій реалізується закон еквівалентів?
- 4.4. За якими формулами розраховують значення хімічного еквіваленту для різних класів речовин?
- 4.5. Для яких газів молярний об'єм еквіваленту співпадає з його молярним об'ємом?
- 4.6. Наведіть приклади задач, для розв'язку яких необхідно розрахувати значення хімічного еквіваленту.
- 4.7. Яка з хімічних галузей найчастіше використовує закон еквівалентів та висновок з нього? Який тип хімічного аналізу базується на висновку з закону еквівалентів?
- 4.8. Яка важлива електрохімічна стала, що названа на честь видатного фізика, базується на понятті еквівалент?
- 4.9. Що таке електрохімічний еквівалент речовини? Де його використовують?

Актуальність теми

Закон еквівалентів – це один з фундаментальних законів хімії. Поняття хімічний еквівалент та закон еквівалентів – це основа стехіометричних розрахунків, які використовують в хімічних лабораторіях, у фармацевтиці та на виробництвах. В електрохімічних виробництвах та в процесі створення нових лікарських препаратів нових матеріалів закон еквівалентів грає одну з основних ролей.

Відповіді та пояснення

4.1. *Що таке еквівалент? В яких галузях науки та коли в повсякденному житті ми зустрічаємось з цим поняттям?*

Слово «еквівалент» походить від латинського *aequivalens* – однаковий, рівнозначний, рівновартісний, однаковий за величиною, рівносильний або відповідник. Поняття «еквівалент» широко використовується у різних галузях науки та у повсякденному житті.

❖ *Приклади:*

- Кожного дня телебачення транслює курс валют щодо гривні. Це є грошові еквіваленти валют між собою: однакова купівельна спроможність певної кількості одиниць різних валют.
- Вартість товарів побуту, харчових продуктів має бути еквівалентною витраченому ресурсу під час їх виробництва.

4.2. *Що таке хімічний еквівалент? Наведіть висновок з закону еквівалентів.*

В хімії еквівалент означає атом, молекулу, йон або умовну частину кожної частинки, які припадають на одиницю валентності елементу або заряду йону, тобто здатність утворити один хімічний зв'язок.

Закон еквівалентів – речовини взаємодіють між собою у еквівалентних співвідношеннях.

Висновок із закону еквівалентів: з еквівалентом одного реагента взаємодіє один еквівалент іншого реагента.

4.3. Як в записах хімічних реакцій реалізується закон еквівалентів?

В записах хімічних реакцій – хімічних рівняннях – **закон еквівалентів** реалізується у вигляді стехіометричних коефіцієнтів. Вони визначають кількість атомів, молекул або йонів кожної речовини, які беруть участь у реакції. Якщо помножити коефіцієнт на кількість еквівалентів в атомі або молекулі, то одержимо однаковий результат для різних речовин в рівнянні реакцій. Тобто, на 1 еквівалент однієї речовини припадає 1 еквівалент другої речовини.

У хімії використовують відносну масу еквіваленту $M_{r\frac{1}{z}}(x)$. Це безрозмірна величина, як і відносна атомна маса. Вона чисельно дорівнює молярній масі еквіваленту $M_{\frac{1}{z}}(x)$, яка обчислюється в г/моль.

❖ *Приклади:*

- 1) в 1 атомі Натрію міститься один еквівалент тому що натрій одновалентний. Це означає, молярна маса еквіваленту Натрію дорівнює молярній масі Натрію:

$$M(\text{Na}) = M(1/z \text{ Na}) = 23 \text{ г/моль}$$

- 2) в одній молекулі сульфатної кислоти H_2SO_4 містяться 2 еквіваленти. Молярна маса еквіваленту сульфатної кислоти дорівнює:

$$M(1/z \text{ H}_2\text{SO}_4) = \frac{M(\text{H}_2\text{SO}_4)}{2} = \frac{98 \text{ г/моль}}{2} = 49 \text{ г/моль}$$

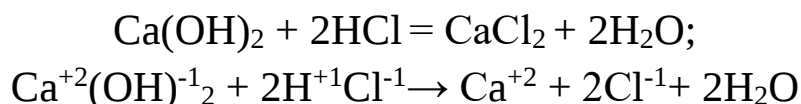
- 3) відносна маса еквівалента складних речовин складається з відносних мас еквівалента йонів, на які може дисоціювати ця речовина:

$$Mr(1/z \text{ NaOH}) = Mr(1/z \text{ Na}^+) + Mr(1/z \text{ OH}^-)$$

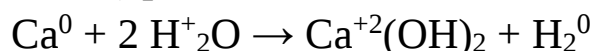
4.4. За якими формулами розраховують значення хімічного еквіваленту для різних класів речовин?

Поняття «еквівалент» пов'язане з валентністю. Тому пригадаємо, що всі хімічні реакції поділяються на такі дві групи:

- 1) реакції, що відбуваються без зміни ступеню окиснення елементів. Багато з них є реакціями обміну.



2) реакції, під час яких відбувається зміна ступенів окиснення – це окисно-відновні (Red-Ox) реакції.



1. Розрахунки молярних мас еквівалентів для реакцій обміну:

Правила для обчислення величин еквівалентів поділяють на дві групи:

А) Абстрактне або формульне значення молярної маси еквіваленту;

Абстрактне (формульне) визначення величини молярної маси еквіваленту – $M (1/z \times)$ проводять за формулами сполук різних класів неорганічних речовин. Це – відношення значення молярної маси до добутку валентності атома, функціональної групи чи заряду йона – складників речовини – на їх кількість у хімічній формулі:

1) Для розрахунку молярної маси еквіваленту оксиду треба молярну масу речовини поділити на сумарну валентність Оксигену (кількість атомів Оксигену помножену на 2) в її хімічній формулі.

❖ *Приклад:*

$$M (1/z \text{ оксиду}) = \frac{M(\text{оксиду}) \text{ г/моль}}{N(\text{O}) \cdot 2}$$

$$M (1/z \text{ Al}_2\text{O}_3) = \frac{M(\text{Al}_2\text{O}_3)}{2 \cdot 3} = \frac{M(\text{Al}_2\text{O}_3)}{6} = 17 \text{ г/моль}$$

2) Для розрахунку молярної маси еквіваленту гідроксиду треба молярну масу речовини поділити на кількість гідроксильних груп в її хімічній формулі.

❖ *Приклад:*

$$M (1/z \text{ Al(OH)}_3) = \frac{M(\text{Al(OH)}_3)}{3} = 26 \text{ г/моль}$$

3) Для визначення молярної маси еквіваленту кислоти треба молярну масу кислоти поділити на кількість атомів Гідрогену в її молекулі, здатних до обміну на атоми металу з утворенням солей.

❖ *Приклади:*

$$1) M (1/z \text{ H}_2\text{SO}_4) = \frac{M(\text{H}_2\text{SO}_4)}{2} = 49 \text{ г/моль}$$

2) CH_3COOH – ацетатна (оцтова) кислота. В її молекулі лише 1 атом Гідрогену (в групі $-\text{OH}$) обмінюється на атом металу з утворенням солі, тому:

$$M(1/z \text{ CH}_3\text{COOH}) = \frac{M(\text{CH}_3\text{COOH})}{1} = 60 \text{ г/моль}$$

4) Для визначення молярної маси еквіваленту солі треба молярну масу солі поділити на добуток валентності металічного елемента на кількість його атомів у формулі солі.

❖ *Приклад:*

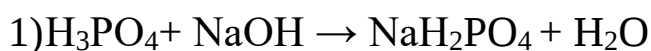
Для малахіту $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ молярна маса еквіваленту розраховується так:

$$M(1/z (\text{CuOH})_2\text{CO}_3) = \frac{M(\text{CuOH})_2\text{CO}_3}{2 \cdot 2}$$

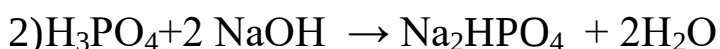
Б) Визначення молярної маси еквіваленту речовини за рівнянням реакції обміну:

Для обчислення молярної маси еквіваленту речовини $M(1/z x)$, яка бере участь у реакції обміну, треба значення молярної маси речовини поділити на сумарну валентність атомів або сумарний заряд йонів – учасників обміну.

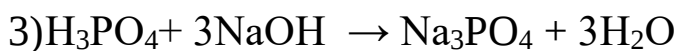
❖ *Приклад:* визначити молярну масу еквівалента ортофосфатної кислоти для таких реакцій



$$M(1/z \text{ H}_3\text{PO}_4) = \frac{M(\text{H}_3\text{PO}_4)}{1} = 98 \text{ г/моль};$$



$$M(1/z \text{ H}_3\text{PO}_4) = \frac{M(\text{H}_3\text{PO}_4)}{2} = 49 \text{ г/моль};$$



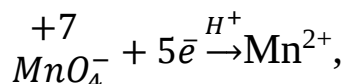
$$M(1/z \text{ H}_3\text{PO}_4) = \frac{M(\text{H}_3\text{PO}_4)}{3} = 32,6 \text{ г/моль}.$$

2. Розрахунки молярних мас еквівалентів для окисно-відновних реакцій.

Для обчислення значення молярної маси еквівалента, що бере участь в окисно-відновних реакціях, треба молярну масу речовини поділити на кількість електронів, яку приймає або втрачає молекула чи йон речовини під час реакції.

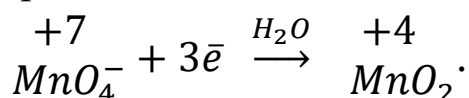
❖ *Приклад:* калій перманганат KMnO_4 у різному середовищі відновлюється по різному:

1. В кислому середовищі KMnO_4 відновлюється до Mn^{2+} . Для визначення молярної маси еквіваленту цієї солі $M(1/z \text{KMnO}_4)$, розраховуємо кількість електронів, що приєднує атом Mn, який входить до складу йону MnO_4^{1-} :



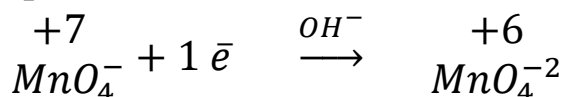
$$M(1/z \text{KMnO}_4) = \frac{M(\text{KMnO}_4)}{5} (\text{г/моль}).$$

2. В нейтральному середовищі KMnO_4 відновлюється до MnO_2 .



$$M(1/z \text{KMnO}_4) = \frac{M(\text{KMnO}_4)}{3} (\text{г/моль}).$$

3. В лужному середовищі йони MnO_4^- відновлюються до MnO_4^{2-} :



$$M(1/z \text{KMnO}_4) = \frac{M(\text{KMnO}_4)}{1} (\text{г/моль}).$$

4.5. Для яких газів молярний об'єм еквіваленту співпадає з його молярним об'ємом?

Іншою важливою величиною є молярний об'єм еквіваленту – $V(1/z \text{ x})$. Він вимірюється у $\text{дм}^3/\text{моль}$. Молярний об'єм еквіваленту хлороводню HCl , фтороводню HF , бромоводню HBr та йодоводню HI за нормальних умов дорівнює молярному об'єму, тобто $22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}$, оскільки молекули цих газів складаються з двох різних одновалентних атомів, а внаслідок дисоціації сполук у розчині утворюються два однозарядні йони.

Молярний об'єм еквіваленту водню H_2 за н. у. становить

$$V(1/z \text{H}_2) = \frac{22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}}{2} = 11,2 \text{ дм}^3/\text{моль},$$

а кисню O_2 (молекула кисню містить чотири еквіваленти)

$$V(1/z \text{O}_2) = \frac{22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}}{4} = 5,6 \text{ дм}^3/\text{моль},$$

тому що в одному молі водню міститься 2 моль еквівалентів Гідрогену, а в молі кисню – 4 моля еквівалентів Оксигену.

4.6. *Наведіть приклади задач, для розв'язання яких необхідно розрахувати значення хімічного еквіваленту.*

Знання закону еквівалентів спрощує розв'язування задач, пов'язаних із хімічними перетвореннями.

❖ *Приклад такої задачі:* визначте молярну масу еквівалента лужно-земельного металу, якщо при розчиненні у сульфатній кислоті 0,5 г його оксиду утворилось 1,5 г сульфату.

Розрахунок молярної маси еквіваленту потрібний також для приготування розчинів, які використовують у хімічному аналізі. Ці розчини мають особливу концентрацію – молярну концентрацію еквівалентів, яку раніше називали нормальною концентрацією. Її позначення – $C(1/z \text{ x})$ а розмірність – моль/дм³ (Див. 9.8).

Знання цього матеріалу необхідне і в гальванічних цехах, де проводять електроліз.

4.7. *Яка з хімічних галузей найчастіше використовує закон еквівалентів та висновок з нього? Який тип хімічного аналізу базується на висновку з закону еквівалентів?*

Можна стверджувати, що закон еквівалентів використовують у багатьох галузях хімічних знань. Але особливе значення він має для аналітичної хімії. Саме тут використовують метод титрування, розрахункова формула в його основі:

$$C_1(1/z \text{ x})V_1 = C_2(1/z \text{ y})V_2,$$

де $C_1(1/z \text{ x})$ та $C_2(1/z \text{ y})$ – молярні концентрації еквівалентів речовини (реагентів) x та y , а V_1 та V_2 – об'єми відповідних розчинів.

4.8. *Яка важлива електрохімічна стала, що названа на честь видатного фізика, базується на понятті «еквівалент».*

Висновок із другого закону електролізу свідчить, що при проходженні через розчин або розплав електроліту 96500 кулонів електрики на кожному з електродів виділяється маса відповідної речовини, що дорівнює молярній масі еквіваленту. Ця кількість електрики є сталою Фарадея: $F = 96500 \text{ Кл/моль}$.

4.9. *Що таке електрохімічний еквівалент речовини? Де його використовують?*

Електрохімічний еквівалент речовини дорівнює її масі, яка виділяється на електроді при проходженні через електролізер одного Кулона електрики. Тобто він у 96500 разів менший за молярну масу еквівалента і має розмірність г/Кл.

$$q = \frac{M(1/z \text{ г/моль})}{F \text{ (Кл/моль)}} \text{ (г/Кл)}.$$

Найчастіше електрохімічний еквівалент використовують у розрахунках кількості електрики, що пройшла через електролізер, та коефіцієнту корисної дії.

ТЕМА 5

ЗАКОН АВОГАДРО І ВИСНОВКИ З НЬОГО

Питання

- 5.1. Які умови називають нормальними при розгляді газових законів?
- 5.2. Чому закон Авогадро виконується лише для газоподібних речовин?
- 5.3. Які газові закони використовують, здійснюючи польоти на повітряних кулях?
- 5.4. Обґрунтуйте, чому густину газів вимірюють у г/дм^3 , а не в г/см^3 , як для твердих та рідких речовин?
- 5.5. Що таке відносна густина газів? Де ця величина використовується?
- 5.6. Наведіть приклади екологічно небезпечних ситуацій, які спричиненні нехтуванням відносної густини газів? (собача печера, каналізаційні колодязі, альпійський намет).
- 5.7. Наведіть склад сухого незабрудненого повітря.
- 5.8. Відомо, що всі компоненти повітря ділять на три групи:
 - постійні (кисень, азот та інертні гази);
 - змінні (вуглекислий газ та водяна пара);
 - випадкові (озон, водень, карбон (II) оксид, метан, сульфур (IV) оксид, амоніак, оксиди Нітрогену).
 Проаналізуйте джерела утворення випадкових складових повітря. Як можна на них впливати?
- 5.9. Навести характеристику складу геосфери Землі. Опишіть стан динамічної рівноваги в атмосфері? Які процеси забезпечують цей стан?
- 5.10. Як змінюється тиск та температура у атмосфері із зростанням висоти?
- 5.11. Як змінювалась кількість кисню в атмосфері протягом геологічних епох?
- 5.12. Чим відрізняється кисень ендогенного, екзогенного та фотосинтетичного походження?
- 5.13. Які процеси компенсують витрати кисню людством?
- 5.14. Чи діє принцип Ле Шател'є щодо Землі в цілому та щодо окремих частин біосфери?

- 5.15.** Нітроген в біосфері Землі.
- 5.16.** Джерело нітрогенного живлення рослин.
- 5.17.** Шлях від блискавки до нітратного добрива.
- 5.18.** Роль складу атмосфери для існування життя на Землі.

Актуальність теми

Закон Авогадро було сформульовано понад два століття тому, але він залишається актуальним сьогодні, дозволяє краще уявити, як речовини влаштовані на молекулярному рівні і використовується в стехіометричних розрахунках.

Відповіді та пояснення

Закон Авогадро: рівні об'єми різних газів в однакових умовах (температура та тиск) мають рівне число молекул.

Висновок із закону Авогадро: всі гази мають однаковий молярний об'єм при однакових умовах. Умови обрані за «нормальні»: температура 273 К (0°C) та тиск 101,3 кПа (1 атмосфера, 760 мм рт. ст.). За цих умов, моль будь-якого газу займає об'єм 22,4 дм³ (літрів). При цьому обов'язково треба враховувати, що об'єм газу залежить від температури та тиску. Позначення молярного об'єму газу:

$$V_m = 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}$$

5.1. Які умови називають нормальними при розгляді газових законів?

Експерименти з газами показали, що для характеристики газоподібної речовини достатньо знати такі параметри як температура, тиск, об'єм та кількість речовини. Математичний зв'язок між ними – це рівняння ідеального газу.

$$pV = nRT.$$

Для проведення розрахунків за цим рівнянням обрали «нормальні умови»: температура 0°C або 273,15 К, тиск – 1 атм., 101,3 кПа або 760 мм рт. ст. За цих умов об'єм 1 моля газу дорівнює 22,4 дм³/моль).

5.2. Чому закон Авогадро виконується лише для газоподібних речовин?

Газоподібний стан речовини має декілька особливостей, які обумовлюють виконання закону Авогадро лише для газів:

- Міжмолекулярна взаємодія майже відсутня (можна вважати, що ця взаємодія не залежить від природи газу).

- Відстань між молекулами газу набагато більша розмірів молекул (при розрахунках об'ємами молекул можна знехтувати).
- Середня відстань між молекулами в газах обумовлюється лише температурою та тиском (тобто не залежить від природи газу).

5.3. Які газові закони використовують, здійснюючи польоти на повітряних кулях?

Найчастіше у підручниках наведено один висновок із закону Авогадро:

молярний об'єм будь-якого газу за нормальних умов дорівнює 22,4 дм³/моль.

Але із законом Авогадро пов'язані також розрахунки густини газу.

Густина – фізична властивість речовини, значення якої обчислюють за формулою:

$$D = \frac{m(\text{г})}{V(\text{дм}^3)}$$

Густина визначається як фізична величина, яка дорівнює відношенню маси речовини до її об'єму.

Для твердих та рідких речовин значення густини наведені в довідниках. Густина рідкої води широко відома і дорівнює при 4°C 1 г/см³ або 1 г/мл.

Згідно із законом Гей-Люссака при сталому тиску об'єм будь-якого газу пропорційний температурі. Саме цей закон лежить в основі польотів на повітряних кулях. На кулі розміщують пристрій, який нагріває газ, що наповнює кулю. При нагріванні газу його об'єм збільшується, а кількість газу в кулі залишається незмінною, і його густина зменшується.

5.4. Обґрунтуйте, чому густину газів вимірюють у г/дм³, а не в г/см³, як для твердих та рідких речовин?

На відміну від конденсованих систем (рідини та твердої речовини) густину газів вимірюють у г/дм^3 . Густина будь-якого газу за (н.у.) дорівнює його молярній масі у г/моль поділеній на молярний об'єм у $\text{дм}^3/\text{моль}$. Отже розмірність густини газу – г/дм^3 .

Згідно закону Авогадро, однакових об'ємах різних газів знаходиться однакова кількість молекул (при однакових умовах). Тому маса певного об'єму газу обумовлюється не кількістю молекул, а масою молекули.

❖ *Приклад:* якщо маса молекули кисню у $32:2 = 16$ разів більше маси молекули водню, то 1 дм^3 кисню у 16 разів важчий за 1 дм^3 водню за однакових умов.

5.5. *Що таке відносна густина газів? Де ця величина використовується?*

Відносна густина газів показує у скільки разів маса певного об'єму одного газу більша за масу такого ж об'єму іншого газу.

Відносну густину газів використовують для розрахунку підйомної сили літальних апаратів: повітряних куль, аеростатів.

❖ *Приклад:* для визначення відносної густини будь-якого газу за повітрям використовуємо величину середньої молярної маси повітря, яка дорівнює 29 г/моль . Щоб визначити, який із двох газів є важчим, треба порівняти їх молярні маси – адже це маси однакових об'ємів газів.

❖ *Приклад:* кисень важче за повітря у $32 : 29 = 1,1$ раза, а водень легший (у $29 : 2 = 14,5$ разів).

5.6. *Наведіть приклади екологічно небезпечних ситуацій, які спричиненні нехтуванням відносної густини газів? («собача печера», каналізаційні колодязі).*

Відносна густина газів має широке практичне використання. Вона дає змогу пояснити деякі явища в докiллі.

❖ *Приклади:*

1) Використання повітряних суден (дирижаблів), які спочатку заповнювали воднем, а потім через його вибухонебезпечність перейшли на заповнення гелієм, який, як і водень, значно легший за повітря.

2) На о. Сицилія існує так звана «собача печера», яка має похилу основу, в ній із розщелин постійно виходить вуглекислий газ. Низькорослі тварини (собаки), які потрапляють у печеру, гинуть від нестачі повітря. Важкий за повітря вуглекислий газ накопичується біля дна печери і практично не перемішується з ним. Небезпечно перебувати там і маленьким дітям. А високі дорослі не відчують незручностей. Печери з вуглекислим газом, подібні до сицилійською, трапляються в знаменитому Йєлоустонському заповіднику в США.

Потужні виходи вуглекислого газу є в Індонезії. Широка і глибока западина біля підніжжя одного з вулканів на острові Ява відома під назвою Долина смерті. Дно її всіяно великою кількістю скелетів тварин і навіть людей, які випадково потрапили туди і задихнулися в атмосфері вуглекислого газу, що наповнює долину з тріщин земної поверхні.

Природні виходи вуглекислого газу називаються *мофетами*. Цим словом (від німецького муффен – пахнути затхлим) геологи Ельзасу вперше назвали струмені вуглекислого та інших газів, що виділяються з надр Землі.

Величезні кількості вуглекислого газу виносяться водними джерелами в місцевостях загаслих вулканів. На особливу згадку заслуговує красень Кавказького хребта – Ельбрус, в околицях якого трапляються джерела, насичені вуглекислим газом. Щодоби це джерело виносить близько двох з половиною мільйонів літрів мінералізованої води, яка виділяє до 5 т вуглекислого газу.

Вуглекислий газ можна «переливати» із однієї посудини в іншу завдяки набагато більшій густині, ніж повітря.

3) Неврахування відносної густини газів може бути смертельно небезпечним на виробництві. Так, на Херсонщині за 20 останніх років трапилось два смертельних випадки на очисних спорудах. Дві бригади, по троє людей в кожній, загинули під час чищення каналізаційних колодязів. На дні колодязів унаслідок розкладу органічних решток утворюється сірководень, який не лише важчий за повітря, а й отруйний. Маючи різкий запах, сірководень, при високих

концентраціях миттєво блокує чутливість нюху (нервових закінчень), людина не відчуває небезпеки. Це стало причиною загибелі працівників очисних споруд. Один за одним вони спускались у колодязь і втрачали свідомість. Сумно і те, що в межах одного виробництва цей трагічний випадок не став попередженням для наступних поколінь. Щоб запобігти небезпеці під час роботи в каналізаційних колодязях треба застосовувати протигази або за їх відсутності, провести продування колодязів, щоб зменшити концентрацію сірководню.

4) Відносну густину газів враховують під час лабораторних робіт. Якщо треба заповнити колбу вуглекислим газом із апарату Кіппа, тримають її шийкою вгору, після заповнення закривають корком, а потім зважують і набирають газ ще раз, щоб впевнитись, що колба повністю заповнилася. За повторного зважування маса колби із газом має залишатись незмінною.

Якщо ж набирають для досліду водень, то колбу тримають шийкою вниз. Водень, будучи легшим за повітря, піднімається вище повітря і витісняє його.

5.7. Наведіть склад сухого незабрудненого повітря.

Склад сухого незабрудненого повітря наведений в таблиці 5.1.

Таблиця 5.1.

Склад сухого незабрудненого повітря

Компонент	Концентрація в об.частках, %
Азот	78,084
Кисень	20,946
Аргон	0,934
Карбон (IV) оксид (діоксид)	0,040
Неон	0,0001818
Гелій	0,0000524
Метан	0,000013
Криптон	0,0000114
Водень	0,000005
Нітроген оксиди	0,0000025
Ксенон	0,00000087

5.8. Відомо, що всі компоненти повітря ділять на три групи:

- постійні – кисень, азот та інертні гази;
- змінні – вуглекислий газ та водяна пара;
- випадкові – озон, водень, карбон (II) оксид, метан, сульфур (IV) оксид, амоніак, оксиди нітрогену.

Проаналізуйте джерела утворення випадкових складових повітря. Як можна на них впливати?

З таблиці 5.1. видно, що повітря переважно складається з азоту та кисню, це постійні складові повітря. Сюди зараховують також інертні гази. І лише вміст компонентів третьої групи, що названі випадковими. (озон, водень, карбон(II) оксид, метан, сульфур(IV) оксид, амоніак, оксиди Нітрогену), залежить від місцевих умов і на їх кількість можна впливати.

❖ *Приклад:* використання каталізаторів доокиснення сполук Карбону та Нітрогену, дає змогу усунути більшість компонентів смогу у великих містах.

5.9. Навести характеристику складу геосфери Землі. Опишіть стан динамічної рівноваги атмосфери? Які процеси забезпечують цей стан?

У таблиці 5.1. наведено склад атмосфери. Проте вона може змінюватись через надходження малих кількостей газів із земної поверхні. Щоправда, склад атмосфери в цілому суттєво не змінюється, тому що постійно відбуваються видалення газів з атмосфери. Таким чином, за невеликим виключенням в атмосфері підтримується баланс надходження та виведення речовини; атмосфера перебуває в стані динамічної рівноваги. Весь азот повністю замінюється «новим» приблизно за мільйон років. Для кисню через його високу реакційну здатність цей час близько 5000 років, для аргону – 10 мільйонів років, карбон (IV) оксид – 4 роки, а вода – 10 діб.

Однією з найважливіших характеристик атмосфери є її надзвичайна рухливість. Тривалість повного вертикального перемішування газів в атмосфері становить біля 80 діб.

5.10. Як змінюється тиск та температура у атмосфері із зростанням висоти?

Тиск атмосферних газів швидко падає з висотою. Також зменшується і густина атмосфери. На висоті 8,7 км густина повітря у 3 рази нижча, ніж біля поверхні землі, а до висоти 25 км вона зменшується у 50 разів. Характер цього зменшення є плавним (монотонним).

Іншою є зміна температури з висотою. В нижній частині атмосфери (до 20 км) температура зменшується зі зростанням висоти. Це тропосфера. Із нею межує тропопауза – там температура майже не змінюється. Вище знаходиться стратосфера; у ній температура з висотою підвищується. Отже, характер зміни температури в атмосфері не є монотонним.

Газовий склад та радіаційний баланс (баланс вхідних та вихідних складових випромінювання, які збалансовані протягом тривалих періодів часу та над планетою в цілому) тропосфери обумовлюють існування життя на землі. У тропосфері відбуваються метеорологічні та синоптичні явища, які суттєво впливають на формування клімату планети.

5.11. *Як змінювалась кількість кисню в атмосфері протягом геологічних епох?*

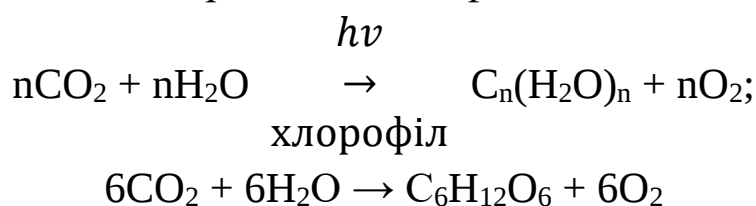
Кисень належить до основних газів атмосфери. Він був однією з передумов виникнення життя на Землі. За підрахунками В. Вернадського загальна кількість кисню в атмосфері становить $1,5 \cdot 10^{15}$ тон. Дивним є той факт, що незважаючи на антропогенне забруднення атмосфери, вміст кисню майже не змінюється. Вважають, що кисень в атмосфері землі та фотосинтезуючі організми з'явилися 3,2 млрд років тому. Спочатку була праатмосфера, що складалась з перегрітої водяної пари, вуглекислого газу, водню, азоту, амоніаку, деяких кислот, благородних (інертних) газів та кисню. У той час накопичення кисню в атмосфері не було – він витрачався на окиснення – сірководню, сірчистого газу (сульфур(IV) оксиду). Фактично це була ніби гідросфера у завислому стані.

5.12. *Чим відрізняється кисень ендогенного, екзогенного та фотосинтетичного походження?*

Перший кисень мав ендегенне (внутрішнє) походження: він утворився в результаті дегазації базальтової магми. Цей газ і в наш час продовжує надходити із земних надр. Вважають, що магматичний розплав містив у своєму складі кисень. Доведено, що базальтовий магматизм в усі геологічні епохи активно виявлявся на Землі – у воді і під водою. Але зараз накопичення ендегенного кисню у вільному стані можливо лише під водою.

5.13. Які процеси компенсують витрати кисню людством?

Після появи перших фотосинтезуючих водоростей 3,2 млрд років тому з'явилося ще одне джерело кисню – фотосинтез:



Згідно з рівнянням фотосинтезу кисень продукується із води. Тому його ізотопний склад має співпадати з ізотопним складом води Світового океану. Але це не так – кисень сучасної атмосфери на 2,3 % важчий, ніж фотосинтетичний. Вчені вважають, що до фотосинтетичного додається ендегенний як продукт дегазації магми. Підраховано, що 80 % фотосинтетичного кисню продукує фітопланктон і лише 20 % – наземні рослини.

В. Вернадський писав, що життя є боротьбою за гази, тому еволюцію життя на Землі можна розглядати під кутом зміни газового складу атмосфери. Крім ендегенного та фотосинтетичного кисню є ще екзогенний кисень, який утворюється в результаті гранітування порід земної кори (процес регіонального метаморфізму, при якому зменшується щільність порід внаслідок насичення їх газами та порами).

Отже, ендегенний кисень – це той, який виділяється при дегазації магми. Фотосинтетичний кисень утворюється в результаті фотосинтезу із води та вуглекислого газу. Екзогенний кисень – продукт гранітування порід літосфери.

5.14. Чи діє принцип Ле Шател'є щодо Землі в цілому та щодо окремих частин біосфери?

Які процеси компенсують витрати кисню людством? Чи діє принцип Ле Шател'є щодо Землі в цілому, або для окремо взятих частин біосфери.

Експериментально доведено, що активність фотосинтезу збільшується з пониженням концентрації кисню атмосфері. Пояснення цьому явищу поки не знайдено. Швидкість процесів гранітування гірських порід також корелюється з величиною продукування кисню. Вчені припускають, що при поглибленні метаморфізму (перетворення) оксидних порід можливе виділення кисню за рахунок посилення реакцій відновлення. Можливо саме метаморфогенний кисень компенсує дефіцит кисню в атмосфері, що виникає за рахунок людської діяльності.

Отже, доведено, що Земля, включаючи її складові – літосферу, біосферу, гідросферу та атмосферу є надзвичайно складною системою, яка перебуває в динамічній рівновазі, завдяки глибоким внутрішнім зв'язкам. Якщо в результаті якихось внутрішніх або зовнішніх сил між частинами системи рівновага порушується, то виникають компенсаторні механізми, які відновлюють рівновагу. Принцип Ле Шател'є можна застосовувати як щодо Землі в цілому, так і до окремо взятих екосфер. Хоч наукового пояснення цього феномену поки не надано, але ряд спостережень це підтверджують.

5.15. Нітроген в біосфері Землі.

Нітроген на Землі поширений нерівномірно: в літосфері його 0,1%, у гідросфері 0,000001%, в атмосфері 75,1% (відсотки масові). У водах Світового океану концентрація азоту постійна і дорівнює 13 мг/дм³. Це все становить надзвичайно велику масу, тому що Світовий океан – це $1,4 \cdot 10^{18}$ т води.

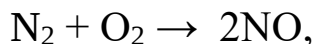
У живих організмах Нітроген відіграє значну роль. У мінералах його мало. Дослідження свідчать, що азот атмосфери відіграє значну роль у геохімічних процесах та при синтезі органічних речовин. Життя без Нітрогену у такому вигляді, як існує на Землі, неможливе.

5.16. Джерело нітрогенного живлення рослин.

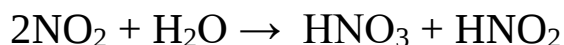
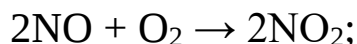
Виходячи з принципу «доцільності», що діє в природі, має існувати джерело нітрогенного живлення рослин. Ним може бути йонізований нітроген атмосфери. Добре відомо, що при грозових розрядах повітря йонізується, зокрема з утворенням активних йонів нітрогену. Краплі дощу транспортують у ґрунти кінцевий продукт низки перетворень нітрогеновмісних сполук – нітратну кислоту, яка реагуючи з солями ґрунту перетворюється на добрива – нітрати.

5.17. Шлях від блискавки до нітратного добрива.

На земній кулі щорічно відбувається 3000 гроз, а блискавок близько 100 тисяч. У момент розряду в блискавці температура сягає 4000 °С. В цю мить атмосферний азот, який складається зі стійких молекул з потрійним зв'язком ($N \equiv N$), реагує з киснем з утворенням нітроген(II) оксиду (NO)



який далі взаємодіє з киснем, а продукт цієї реакції – з водою, утворюючи суміш нітритної (нітратної (III)) та нітратної кислоти.



Сполучаючись з амоніаком, що наявний в атмосфері, нітратна кислота перетворюється на амоній нітрат, який розчиняється в дощовій воді.

Нітрат-йони і йони амонію підживлюють рослин. В результаті реакцій нітратної кислоти з мінеральною частиною ґрунтів, утворюється фосфор-, нітроген- та калієвмісні сполуки.

5.18. Роль складу атмосфери для існування життя на Землі.

Для існування життя на Землі велику роль відіграє доволі інертний склад атмосфери, а також об'ємне співвідношення азот:кисень 4:1. Таке співвідношення запобігає великій швидкості окиснювальних процесів. Збільшення кисню O_2 може спричинити велику кількість пожеж. Ця суміш стає реакційноздатною лише при температурі вище 3500°C. А для існування живих організмів інтервалу температури 1-100°C цілком достатньо.

ТЕМА 6 БУДОВА АТОМУ

Питання

- 6.1. Визначення атому з позицій XIX та XX століть.
- 6.2. Запропонована Е. Резерфордом модель атому була названа планетарною. Назвіть положення цієї теорії, які не змінились до сьогодення.
- 6.3. Протонно-нейтронна будова атомного ядра, розміри ядра, густина речовини ядра. Склад атомних ядер, ізотопи.
- 6.4. Радіоактивність. Типи радіоактивності.
- 6.5. Згідно з протонно-нейтронною будовою атомного ядра, у ньому немає електронів. Але при β -випромінюванні відбувається викид електронів із ядра. Як це пояснити?
- 6.6. Будову електронної оболонки запропонував Нільс Бор. Які положення теорії будови атому Е. Резерфорда він поклав в основу своєї теорії?
- 6.7. Які досягнення теоретичної фізики використав Нільс Бор для створення теорії будови електронної оболонки атому?
- 6.8. Які нові теоретичні положення були внесені Нільсом Бором в теорію будови електронної оболонки атому?
- 6.9. Що таке квантові числа? Як їх були визначено?
- 6.10. Що таке електронна конфігурація атому? Як вона допомагає при вивченні хімії?
- 6.11. Хвильова функція ψ (пси). Корпускулярно-хвильова природа електрону.
- 6.12. Що таке збуджений стан атома? Де його використовують на практиці?
- 6.13. Що таке лазер? Де він використовується?
- 6.14. Яка різниця між поняттями «орбіта» та «орбіталь»?
- 6.15. Що таке електронна хмара?
- 6.16. Які принципи (правила) визначають електронну конфігурацію атома?

Актуальність теми

Вивчення та розуміння будови атому пояснює різноманітність хімічних речовин та їх властивості. Розуміння будови атому допомагає в розробці нових матеріалів, лікарських препаратів, напівпровідників, наноматеріалів та композитів. Будова атома пояснює принцип дії атомних реакторів та АЕС.

Відповіді та пояснення

6.1. Визначення атому в науці XIX та XX століть.

Створена на початку XVIII ст. Джоном Дальтоном атомістична теорія стверджувала, що:

- 1) Кожен елемент складається із надзвичайно дрібних частинок – атомів;
- 2) Атоми різних елементів мають різні властивості (маси);
- 3) Атоми одних елементів при хімічних реакціях не перетворюються на атоми інших елементів.

При цьому Дж. Дальтон та його сучасники уявляли атом як неподільну частинку.

Цей погляд зберігся в цілому на протязі XIX століття Перша модель будови атому, запропонована Джозефом Джоном Томсоном, «пудінгова» – подавала атом як суцільну частинку із позитивним зарядом, в яку «вкраплені» негативно заряджені електрони.

Після досліджень Ернеста Резерфорда у 1903-1911 роках, який довів, що в центрі атому знаходиться позитивно заряджене ядро, а навкруги негативно знаходиться заряджена електронна оболонка, погляд на атом як найменшу частинку речовини змінився. Стало зрозуміло, що атом – складна система.

6.2. Запропонована Е. Резерфордом модель атому була названа планетарною. Назвіть положення цієї теорії, які не змінились до сьогодення.

Модель атому, запропонована Ернестом Резерфордом, названа планетарною за аналогію з Сонячною системою, де навкруги Сонця обертаються планети. Е. Резерфорд також визначив, що ядро атому

дуже мале за об'ємом, але в ньому зосереджена майже вся маса атома. Саме ці положення моделі Резерфорда залишились дотепер у поглядах на будову атому.

6.3. Протонно-нейтронна будова атомного ядра, розміри ядра, густина речовини ядра. Склад атомних ядер, ізотопи.

Сучасна модель будови атому (з 1933 р.) називається протонно-нейтронною. Згідно з нею в центрі атому знаходиться позитивно заряджене ядро, яке займає $1/100000$ частину об'єму атому, а решту простору займає електронна оболонка. Густина речовини атомного ядра надзвичайно велика. Її оцінюють приблизно рівною $1 \cdot 10^{24}$ г/см³. Вчені вважають, що саме таке значення густини має речовина космічних об'єктів під назвою «чорні дірки».

Ядро атомів складається із нуклонів двох типів – протони (заряд їх +1) та **нейтрони** – незаряджені. Кількість протонів в ядрі дорівнює порядковому номеру елемента в періодичній системі. Кількість нейтронів легко визначити, якщо від відносної атомної маси (або нуклонного числа) відняти значення заряду ядра (або кількість протонів). Маса протонів та нейтронів приблизно однакові – $1,67 \cdot 10^{-24}$ г.

Атом – електронейтральна частинка, тому що позитивний заряд ядра (+) дорівнює сумарному негативному заряду електронів. Отже кількість електронів в атомі дорівнює кількості протонів. Електрони мають негативний (від'ємний) заряд, а маса кожного у 1837 разів менша за масу протона – $9,11 \cdot 10^{-28}$ г.

Хімічний елемент – сукупність атомів з однаковим зарядом ядра.

Атоми одного елемента можуть мати в ядрі різну кількість нейтронів, такі атоми називаються ізотопами. Вони поділяються на стабільні та радіоактивні. Стабільні ізотопи існують не змінюючи свого складу. Радіоактивні ізотопи є стійкими лише обмежений час. Їх характеризують періодом напіврозпаду, за який розпадається половина певного ізотопу.

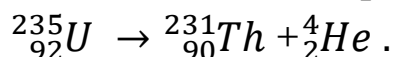
❖ *Приклад:* для Гідрогену відомі три ізотопи: два стабільних – Протій (${}^1_1\text{H}$), Дейтерій (${}^2_1\text{H}$), або D та один радіоактивний – Тритій (${}^3_1\text{H}$), або T.

6.4. Радіоактивність. Типи радіоактивності.

Радіоактивність – це властивість нестійких ядер атомів до самочинного перетворення в ядра атомів іншого елемента, яке супроводжується випромінюванням елементарних частинок або утворенням невеликих ядер. Радіоактивність, яку виявляють ядра елементів, що існують у природі, називають природною радіоактивністю (відкрита Антуаном Анрі Беккерелем, 1896 р.). Радіоактивність атомів штучно добутих елементів називають штучною.

Основні типи радіоактивного розпаду α , β , γ .

В процесі α -розпаду ядро атома випромінює α -частинку, тобто ядро атома Гелію (${}^4_2\text{He}$), внаслідок чого заряд ядра вихідного елемента зменшується на дві одиниці, а нуклонне число – на чотири. Цей вид розпаду особливо характерний для важких ядер:



β -розпад поділяють на три окремі види:

електронний розпад;

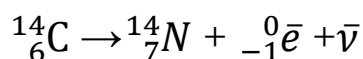
позитронний розпад;

K-захоплення

При β -розпаді ядро випускає електрон (β^- -частинку) або позитрон (β^+ -частинку), чи захоплює орбітальний електрон (K-захоплення).

Електронний розпад супроводжується випромінюванням електрона та антинейтрино, що утворюються під час перетворення нейтрона на протон. При цьому заряд ядра збільшується на одиницю при незмінному нуклонному числі.

Цей вид розпаду найбільш характерний для нуклідів із надлишком нейтронів:

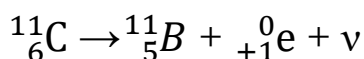


де, $\bar{\nu}$ – символ частинки антинейтрино, що супроводжує β -розпад нейтральної фундаментальної частинки.

Отже, якщо ядро атома випромінює α -частинку, то утворюються ядро атому нового елемента з протонним числом на дві одиниці меншим, а при випромінюванні β -частинки – ядро з

протонним числом, на одиницю більшим. Це правило Фаянса-Содді (1923).

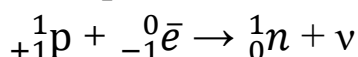
Позитронний розпад відбувається у атомів, які мають надлишок протонів: один з протонів перетворюється на нейтрон. У цьому процесі також утворюються позитрон і нейтрино (античастинка до антинейтрино). Заряд ядра зменшуються на одиницю, а нуклонне число не змінюється:



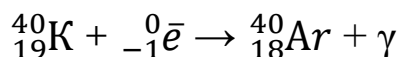
де ${}^{0}_{+1}\text{e}$ – позитрон, який має масу, як у електроні, а заряд протилежного знаку;

ν – нейтрино.

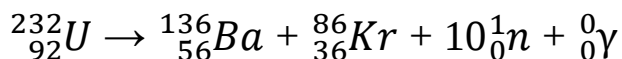
К-захоплення (захоплення електронів) – спостерігається для нейтронодефіцитних атомів. При цьому електрон з найближчого до ядра рівня (К-рівня) захоплюється ядром. Один з протонів ядра перетворюється на нейтрон і випромінюється нейтрино:



На звільнене місце в електронному рівні переходить електрон із вищого рівня. Цей перехід супроводжується рентгенівським випромінюванням. Захоплення електронів не змінює нуклонного числа, але заряд ядра, що утворилось знижується на одиницю:



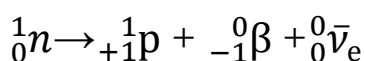
Спонтанний поділ ядер спостерігається у важких елементів ($Z \geq 90$). При цьому можливе утворення при цьому двох або декількох ядер легших елементів. Найчастіше відбувається несиметричний поділ ядра.

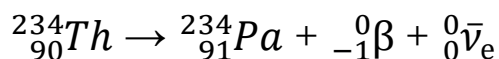


${}^{0}_{0}\gamma$ -гамма-промені – це короткохвильове випромінювання електромагнітних хвиль. Воно супроводжує спонтанний поділ атомів. За енергією γ -кванти перевищують α - та β -випромінювання.

6.5. У ядрі атома немає електронів. Але при β -випромінюванні відбувається викид швидких електронів із ядра. Як це пояснити?

Перед β -випромінюванням на поверхні ядра відбувається розпад нейтрону:





де ${}^0_0\bar{\nu}$ – електронне антинейтрино.

Електрон $\bar{e}$, який випромінюється з дуже високою швидкістю позначають як ${}^0_{-1}\beta$ -частинку. За рахунок протону, який утворився при цьому розпаді, заряд вихідного ядра збільшується на одиницю.

6.6. *Будову електронної оболонки запропонував Нільс Бор. Які положення теорії будови атому Е.Резерфорда він поклав в основу своєї теорії?*

Із планетарної теорії будови атому Нільс Бор взяв уяву про те, що в центрі атома знаходиться позитивно заряджене ядро, навколо якого по орбітах рухаються негативно заряджені електрони. Їхні орбіти мають різні радіуси, електрони відрізняються між собою за силою взаємодії з ядром. Ці положення збереглися і в сучасних моделях атому. При цьому поняття «орбіта» як траєкторія руху електрону, змінено на поняття **«орбіталь»** – це область простору, де ймовірність знаходження електрону становить біля 95%.

6.7. *Які досягнення теоретичної фізики використав Нільс Бор для створення теорії будови електронної оболонки атому?*

У 1900 році Макс Планк установив, що енергія квантується, тобто випромінюється будь-яким джерелом окремими порціями – квантами. В той же час Альберт Айнштейн (Ейнштейн) довів, що світло являє собою фотони – частинки з різною енергією та довжиною хвилі. На основі цих поглядів виникла теорія корпускулярно-хвильового дуалізму мікрочастинок. У 1924 р. Луї де Бройль поширив подібні погляди на електрони. Це означало, що електрони можуть мати властивості як матеріальних частинок, так і хвиль. Нільсом Бором урахований також принцип невизначеності Вернера Гейзенберга.

6.8. *Які нові теоретичні положення були внесені Нільсом Бором в теорію будови електронної оболонки атому?*

На базі аналізу спектральних досліджень речовин та наведених вище теоретичних викладок Н. Бор висунув свої знамениті постулати:

1. Електрон рухається в атомі лише за певними (стаціонарними) орбітами не випромінюючи і не поглинаючи енергії.

2. Поглинаючи квант енергії (достатній за величиною), **електрон переміщується на більш віддалену від ядра нову орбіту.** Він перебуває там приблизно одну мільйонну частку секунди, а потім повертається у стаціонарний стан. При цьому електрон випромінює такий же квант енергії, який одержав раніше. Стан атома, при якому електрон знаходиться на більш віддаленій орбіті, називається збудженим.

6.9. Що таке квантові числа? Як їх було визначено?

Аналізуючи спектр атому Гідрогену, Нільс Бор запропонував формулу, в якій було введено число, що прямо пропорційне енергії електрону Гідрогену на всіх стаціонарних орбітах, починаючи від ядра. Його названо **головним квантовим числом (n)**. Воно має значення від 1 до 7. Потім в співпраці з Арнольдом Зоммерфельдом було запропоновано ще три квантових числа для характеристики енергії електронів та характеру їх руху. Ці квантові числа назвали **орбітальним (l), магнітним (m_l), спіновим (m_s)**. Після створення теорії квантової механіки та основного рівняння цієї теорії – рівняння Шредінгера було розраховано енергію електрону на різних стаціонарних орбітах для атому Гідрогену. Результати цих розрахунків повністю співпали з квантовими числами Нільса Бора. Той факт, що одержані за різних підходів квантові числа співпадали, свідчив про правильність поглядів на енергетичну характеристику електронів в атомі.

Лише четверте квантове число – спінове – було визначено із аналізу тонких спектральних ліній в спектрі атома Гідрогену (Г.Мозлі).

Таким чином, енергію електрона в атомі та характеру його руху визначають чотири квантових числа, між якими існує зв'язок:

n – головне квантове число; його значення

1 2 3 4 5 6 7 (8),

відповідають номеру енергетичного рівня. Рівні також позначаються літерами латинського алфавіту:

K L M N O P Q.

l – орбітальне квантове число; його значення:

0 1 2 3 4 (5)(6).

Кожне таке число відповідає певному підрівню; кількість підрівнів у кожному енергетичному рівні дорівнює його номеру.

Енергетичні підрівні позначають малими латинськими літерами і відповідає типу орбіталі:

s p d f (q) (h)

(це перші літери назв спектральних серій)

Кількість орбіталей у підрівні дорівнює $2l + 1$

s підрівень $\rightarrow$ 1 орбіталь,

p підрівень $\rightarrow$ 3 орбіталі,

d підрівень $\rightarrow$ 5 орбіталей,

f підрівень $\rightarrow$ 7 орбіталей.

m_l – *магнітне квантове число*; воно визначає орієнтацію електронної орбіталі у просторі.

m_s – *спінове квантове число*; визначає наповнення орбіталі одним чи двома електронами і може мати значення $+\frac{1}{2}$ і $-\frac{1}{2}$.

6.10. *Що таке електронна конфігурація атому? Як вона допомагає при вивченні хімії?*

Електронна конфігурація – запис будови електронної оболонки атому за допомогою квантових чисел. Головне квантове число, в конфігурації подають цифрою, а орбітальне – літерою. Магнітне квантове число в електронній конфігурації атома поєднане зі спіновим. Верхнім правим індексом указують кількість електронів на певному підрівні.

❖ *Приклад:* $2p^5$ – 2-голове квантове число (тобто, другий електронний рівень), p – підрівень, верхній індекс 5 – кількість електронів на p-підрівні.

Хімічні властивості атома обумовлюються будовою його зовнішньої електронної оболонки. Електронна конфігурація вказує на її будову, кількість та типи орбіталей, їх заповнення. Крім цього, вона дає можливість визначити, до якої електронної родини належить цей атом, тобто, на якому підрівні перебуває останній електрон – (s, p, d чи f).

Правило октету:

Благородні гази ще називають інертними, тому що вони майже не взаємодіють з іншими речовинами. Це пояснюється тим, що на зовнішньому електронному рівні атома інертного елемента знаходяться 8 $\bar{e}$ електронів (в атомі Гелію – 2 електрона). За рахунок цього їхня електронна конфігурація енергетично вигідна і максимально стійка. Цю енергетичну стійкість атомів інертних елементів фізики пояснюють найбільш симетричним розташуванням електронної густини в атомі за наявності 8 електронів на останньому підрівні.

Атоми інших елементів прагнуть віддати або прийняти електрони, щоб мати на зовнішньому електронному рівні електронний октет. Це енергетично вигідно.

Загальні властивості елементу обумовлюються тим, буде його атом віддавати або приймати електрони. Атоми металічних елементів завжди тільки віддають електрони й утворюють катіони. Атоми неметалічних елементів приймають електрони. Неметалічні елементи не утворюють катіонів (крім Гідрогену!) і перетворюються на негативно заряджені йони (аніони).

6.11. *Хвильова функція ψ (пси). Корпускулярно-хвильову природу електрону.*

Хвильова функція ψ (пси) вперше з явилась в рівнянні Шредінгера. Вона поєднує рух частинки, що має корпускулярно-хвильову природу, та енергією цієї частинки. Учені довели, що електрон виявляє властивості частинки (корпускули) спостерігаючи за фотоелектричним ефектом – фотонами з певними квантами енергії, які електрони вибивають з поверхні металевої пластинки при її бомбардуванні направленим потоком електронів у вакуумі.

❖ Аналогічним є *приклад* із повсякденного життя. Уявіть, що перед вами знаходиться бар'єр заввишки 1 м. Його треба перестрибнути. Не можна один стрибок в 1 метр замінити навіть 100 стрибками в 0,5 метра.

Хвильовий характер руху електронів виявили при проходженні потоку електронів через кристал. При цьому спостерігали явища

інтерференції та дифракції. Дифракція електронів знайшла застосування у електронній мікроскопії. Зараз це – важливий спосіб вивчення поверхневих явищ.

Основним поняттям квантової механіки є хвильова функція частинки $\psi(x, t)$ – функція координат і часу, що визначає параметри асоційованої з частинкою хвилі в будь-якій точці простору у будь-який момент часу, а квадрат функції (ψ^2) характеризує ймовірність знаходження електрону у певному мікрооб'ємі.

6.12. Що таке збуджений стан атома? Де його використовують на практиці?

Електрон в атомі, якщо не поглинає енергію E перебуває в основному стані. При поглинанні кванта енергії E він переходить у новий стан – збуджений. У ньому електрон перебуває дуже короткий час (біля $1 \cdot 10^{-6}$ с) після цього повертається в основний стан, випромінюючи квант енергії E , який дорівнює раніше поглинутому. Довжина хвиль і частота поглинання та випромінювання є індивідуальними характеристиками атомів. Це явище знаходить практичне застосування в люмінесцентних лампах та лазерах.

Люмінесценція – явище, випромінювання світла деякими речовинами за дії на них ультрафіолетових променів.

Розрізняють два типи люмінесценції – флуоресценція та фосфоресценція.

Якщо електрони відразу повертаються в основний стан, то це – флуоресценція, а якщо через певний час – фосфоресценція.

Люмінесценція спостерігаються у природі. Блискавка – приклад електролюмінесценції. Деякі живі організми (бактерії, медузи, грибки, губки та інші) світяться за певних температурі та вологості повітря або в воді. Це явище біоломінесценції (люциферації). Деякі речовини здатні світлитись в темряві після попереднього нагрівання.

❖ *Приклади:* барій фторид, барій сульфат.

Люмінесценцію треба відрізняти від світіння розжарених тіл. Люмінесценція – це випромінювання світла речовиною, молекули якої знаходяться в збудженому стані, після абсорбції ними енергії. Ми його спостерігаємо у неоновій рекламі у наших містах.

6.13. Що таке лазер? Де він використовується?

Електрони, повертаючись в основний стан, випромінюють фотони з характеристичною довжиною хвилі (це називають стимульованим випромінюванням). Фотони, які випромінюються одними атомами, стимулюють випромінювання інших атомів. У наш час широке застосування набули лазери. Слово *лазер* – це абревіатура із літер англійських слів, яка означає «підсилення світла стимульованим випромінюванням збудженими атомами». Найпростіший лазер складається з рубінового стрижня, лампи-блискавки та двох дзеркал, за дзеркала можуть слугувати світловідбиваючі покриття. Фотони, які виникають усередині рубінового стрижня стимулюють випромінювання фотонів іншими збудженими атомами. Деякі з них одразу повертаються в основний стан, випромінюючи фотони. Ці фотони, в свою чергу, стимулюють випромінювання фотонів іншими атомами. Виникає ланцюговий процес, який спричиняє утворення інтенсивного імпульсу. У ланцюговому процесі бере участь безліч частинок у збудженому стані. Він чітко спрямований у просторі і має певну частоту. Лазерний промінь надзвичайно потужний, його використовують для різки металів, в медицині, косметології.

❖ *Приклади:* застосування лазерів у хірургії, для зварювання і різанні металів, шліфування поверхонь, у косметології тощо.

6.14. Яка різниця між поняттями «орбіта» та «орбіталь»?

Термін «орбіта» згідно з теорією Нільса Бора означає траєкторію руху (шлях) електрону навколо ядра.

Після розробки квантової механіки та формулювання принципу невизначеності Е. Гайзенберга, згідно яким неможливо водночас точно визначити положення електрону та момент руху, замість терміну «орбіта» ввели термін «орбіталь».

Орбіталь – це область простору, в якій імовірність перебування електрона становить 95 %. Як зазначалось вище, є чотири типи орбіталей: s-, p-, d- і f- орбіталі.

Для електронів атома в стаціонарному стані існує набір квантових чисел. Для переходу атома в збуджений стан потрібний певний квант енергії.

Розглянемо приклад люмінесцентного освітлення. Люмінесценція – це окремий випадок флуоресценції. Світильниками слугують запаяні скляні трубки, в яких знаходиться пара ртуті за низького тиску. Із розжареної металічної нитки на одному кінці трубки в неї надходять електрони. При зіткненні з атомами ртуті вони їх збуджують, і електрони цих атомів переходять на вищі енергетичні рівні. При поверненні атомів ртуті в основний стан електрони випромінюють фотони ультрафіолетової частини спектру. Ці фотони бомбардують спеціальне покриття скляної трубки. Електрони атомів покриття переходять на вищі енергетичні рівні, а повертаючись, випромінюють світло, характерне для речовини покриття.

6.15. Що таке електронна хмара?

Поняття «електронна хмара» з'явилося після введення поняття «орбіталь». Відомо, що електрон має негативний заряд. Оскільки він рухається в орбіталі надзвичайно швидко, то можна вважати, що заряд електрона розподілений по об'єму всієї орбіталі. Такий розподіл заряду електрона називають «електронною хмарою».

6.16. Які принципи (правила) визначають електронну конфігурацію атома?

Електронна конфігурація атома в основному стані визначається із дотриманням трьох правил:

1) Принцип найменшої енергії: електрони заповнюють спочатку орбіталі, в яких матимуть меншу енергію. Енергія електрона пропорційна сумі головного і орбітального квантових чисел

$$(E = n + l).$$

2) Принцип Паулі: в атомі не може бути двох електронів із чотирма однаковими квантовими числами.

3) Правило Гунда: при заповненні орбіталей одного типу (*p, d, f*) електрони спочатку розміщуються по одному в кожній орбіталі.

ТЕМА 7

ЕЛЕКТРОННА БУДОВА АТОМА. ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ

Питання

- 7.1. Структура електронної оболонки атома.
- 7.2. Головне квантове число.
- 7.3. Загальний запас енергії електрона.
- 7.4. Побічне квантове число, його внесок у загальну енергію електрона.
- 7.5. Магнітне квантове число, кількість орбіталей на енергетичних підрівнях.
- 7.6. Кількість енергетичних рівнів в атомах. Розташування енергетичних підрівнів згідно з принципом найменшої енергії.
- 7.7. Енергія електронів і радіуси s-орбіталей. Розташування у просторі p-орбіталей.
- 7.8. Розраховані із рівняння Шредінгера три квантові числа та визначене зі спектральних ліній четверте – спінове квантове число. Принцип (заборона) Паулі.
- 7.9. Запис структури електронної оболонки за допомогою квантових чисел. Зовнішні енергетичні рівні атомів s-, p-, d- і f-елементів.
- 7.10. Формування уявлень про дискретність матерії. Спроби систематизації хімічних елементів.
- 7.11. Пошуки загальної властивості для всіх елементів.
- 7.12. Формулювання періодичного закону Д. Менделєєвим. Прогноз щодо подальшого розвитку періодичної системи. Наукові відкриття, які підтвердили ці прогнози. Робота Мозлі. Зміна формулювання періодичного закону.
- 7.13. Відкриття ізотопів та підтвердження того, що заряд ядра – більш фундаментальна характеристика елемента, ніж атомна маса.
- 7.14. Фізичний зміст квантових чисел як зв'язок між місцем елемента в періодичній системі та будовою електронної оболонки атома
- 7.15. Квантові числа і періодична система.
- 7.16. Що означає існування понад 100 варіантів періодичної системи?
- 7.17. Структура періодичної системи.
- 7.18. Групи періодичної системи.

7.19. Зміна йонізаційних потенціалів та спорідненості до електрона у періодах і групах.

7.20. Радіуси атомів.

7.21. Електронна будова атомів елементів малих та великих періодів. Валентність та внутрішні енергетичні рівні атомів.

7.22. Зміна йонізаційних потенціалів по періодах. Залежність першого потенціалу йонізації від порядкового номера елемента.

7.23. Ефект екранування.

7.24. Зміна властивостей елементів по періодичній системі. Причина періодичності.

7.25. В яких явищах природи спостерігається періодичність?

Актуальність теми

Електронна будова атомів пояснює їх властивості та можливість утворювати хімічні зв'язки в речовинах. Періодична зміна електронної будови атомів хімічних елементів пояснює періодичну зміну фізичних та хімічних властивостей речовин. Періодичний закон та періодична система елементів дозволяють зрозуміти та передбачити будову та властивості хімічних речовин.

Відповіді та пояснення

7.1. Структура електронної оболонки атома.

Структуру електронної оболонки атома вперше запропонував Нільс Бор на замовлення фізиків, які з середини XIX ст. використовували спектральний аналіз, але не знаходили пояснення цьому феномену. Н.Бор взяв за основу теорію Планка про квантування енергії і долучив її до пояснення спектру атома Гідрогену. Структуру електронної оболонки атома з позицій сучасної науки уявляють такою: вона складається з електронів однакових за масою та зарядом $\bar{e}$ (${}_{-1}^0e$). Всі електрони рухаються в певних орбіталях. **Зверніть увагу:** неправильно казати «електрон на орбіталі». *Орбіталь – це область простору, в якій ймовірність знаходження електрону становить 95 %.* Отже «електрони в орбіталях». Вони різняться енергією взаємодії з ядром. Саме ця енергія є головною причиною того, що електронна оболонка атома структурована.

Електронна оболонка атома структурована. Вона складається з певної кількості енергетичних рівнів. Кожний рівень об'єднує електрони, майже однакові за енергією взаємодії з ядром. Енергетичні рівні складаються з певної кількості підрівнів. Енергії електронів на підрівнях одного рівня незначно відрізняються між собою, а електрони одного підрівня мають однакову енергію взаємодії з ядром. Підрівню відповідають орбіталі, однакові за формою; s-підрівень має одну орбіталь, p-підрівень – 3 орбіталі, d-підрівень – 5 орбіталей, f-підрівень – 7 орбіталей. В кожній орбіталі може знаходитись 1 або 2 електрони. Структура електронної оболонки:

Енергетичний рівень → енергетичний підрівень → орбіталь.

7.2. Головне квантове число.

Головне квантове число n для існуючих атомів може мати значення від 1 до 7, при цьому повністю заповненими електронами можуть бути лише енергетичні рівні від першого до четвертого, а всі подальші рівні є недобудовані. Головне квантове число характеризує загальний запас енергії електронів, відстань рівня від ядра та розмір орбіталей, дає змогу оцінити радіуси атомів.

У 2011 році вченими було відкрито 4 нових хімічних елемента 113-й, 115-й, 117-й і 118-й. Наступний елемент (ще невідкритий) – 119-й – «започатковуватиме» восьмий енергетичний рівень. Тоді n набуде значення 8.

Головне квантове число n визначає загальну енергію електрону в межах певної орбіталі та розмір електронного рівня. Може мати значення: $n = 1, 2, 3, \dots, \infty$.

При збільшенні n енергія взаємодії електрона з ядром зменшується (Рис. 7.1.), і при $n = \infty$ досягає нуля, це означає, що електрон не притягується до ядра. Він може рухатись під дією зовнішнього поля (так виникає електричний струм).

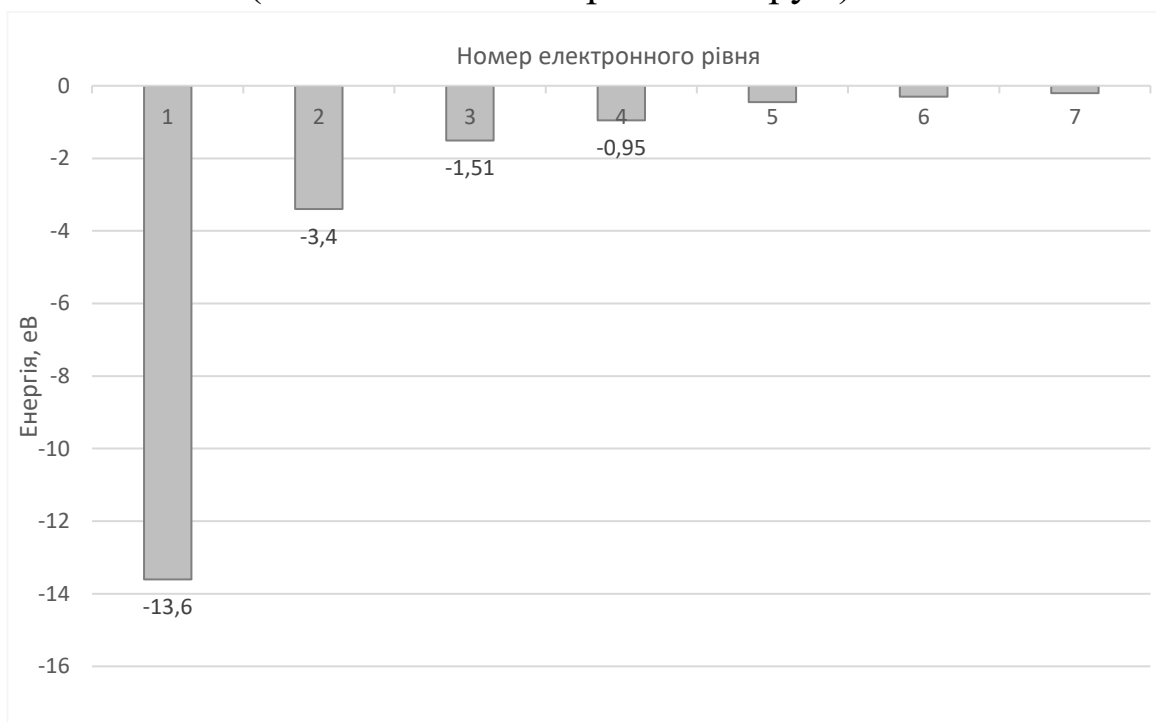


Рис. 7.1. Енергії електронів на енергетичних рівнях

За одиницю вимірювання енергії електрона вибрано електронвольти (eV); це одиниця енергії – рівна енергії, яку набуває електрон при вільному русі при різниці потенціалів в 1 вольт.

Головне квантове число в періодичній системі елементів вказує на номер періоду, в якому знаходиться певний елемент. У кожному періоді починається заповнення електронами нового (*n*-го) енергетичного рівня.

7.3. Загальний запас енергії електрона.

Загальний запас енергії електрона можна подати як суму $E_1 + E_2$, де.

E_1 – енергія взаємодії електрона з ядром

E_2 – власна енергія електрона.

Повна енергія **E** електрона в атомі дорівнює сумі його кінетичної та потенційної енергії

$$E = E_k + E_p = \frac{mV^2}{2} - \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r}$$

де *m* – маса електрона;

V – швидкість руху;

e – заряд електрона;

ϵ_0 – діелектрична стала;

r – радіус умовної орбіти.

7.4. Побічне квантове число, його внесок в загальну енергію електрона.

Друге (побічне) квантове число разом з головним квантовим числом характеризує повний запас енергії електрона. Його позначають літерою **l**. Сума (**n + l**) характеризує енергію електронів на певному підрівні.

Це квантове число також називають азимутальним або орбітальним (воно описує форму орбіталей, в яких розміщені електрони відповідного підрівня). Кількість підрівнів, а значить і значень **l**, в енергетичному рівні дорівнює **n**. Тобто перший рівень має один підрівень, другий рівень – два підрівня, тощо. Кожне значення **l** відповідає певному підрівню.

Побічне квантове число може мати значення 0, 1, 2, 3, ..., (n-1). Кожному значенню відповідає певна позначка латинською літерою: s-, p-, d-, f-, g-, h-. Літери s, p, d, f є першими в англійських назвах спектральних серій – різка, головна, дифузійна, фундаментальна (*sharp, principal, diffuse, fundamental*).

7.5. Магнітне квантове число, кількість орбіталей на енергетичних підрівнях.

Третє квантове число позначається m_l – називається **магнітним**. Воно описує орієнтацію орбіталей у зовнішньому магнітному полі. Кількість значень магнітного квантового числа (кількість орбіталей), дорівнює $2l + 1$, а самі значення – $-l, \dots, 0, \dots, +l$. Кожному значенню магнітного квантового числа відповідає певна орбіталь.

s-підрівень має одну орбіталь (0);

p-підрівень – 3 орбіталі (+1; 0; -1);

d-підрівень – 5 орбіталей (+2; +1; 0; -1; -2);

f-підрівень – 7 орбіталей (+3; +2; +1; 0; -1; -2; -3).

У таблиці 7.1 наведено відомості про перші чотири енергетичні рівні атомів.

Таблиця 7.1.

Характеристика структури електронної оболонки атомів

Енергетичний рівень n	Енергетичний підрівень l		Значення m_l $-l \dots 0 \dots +l$ $2l + 1$	Кількість орбіталей	Максимальна кількість $\bar{e}$
	Значення l $0 \dots n-1$	Тип підрівня			
1	0	s	0	1	2
2	0	s	0	1	2
	1	p	-1, 0, +1	3	6
3	0	s	0	1	2
	1	p	-1, 0, +1	3	6
	2	d	-2, -1, 0, +1, +2	5	10
4	0	s	0	1	2
	1	p	-1, 0, +1	3	6
	2	d	-2, -1, 0, +1, +2	5	10
	3	f	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	7	14

7.6. Кількість енергетичних рівнів в атомах. Розташування енергетичних підрівнів згідно з принципом найменшої енергії.

Характеризуючи головне квантове число, ми зазначили, що кількість енергетичних рівнів дорівнює номеру періоду або головному квантовому числу n . Стільки ж підрівнів об'єднує певний рівень. Клітинки елементів у періодичній системі мають різне забарвлення, яке визначається типом підрівня, на якому перебувають останні електрони в атомі.

Згідно принципу найменшої енергії заповнення підрівнів відбувається в такій послідовності (Рис. 7.2.):

$$1s < 2s < 2p \approx 3s < 3p \approx 4s < 3d \approx 4p \approx 5s < 4d \approx 5p \approx 6s \approx 5d^1 \approx 4f \approx 5d^{2-10} < 6p < 7s \approx 6d^1 \approx 5f \approx 6d^{2-10} < 7p$$

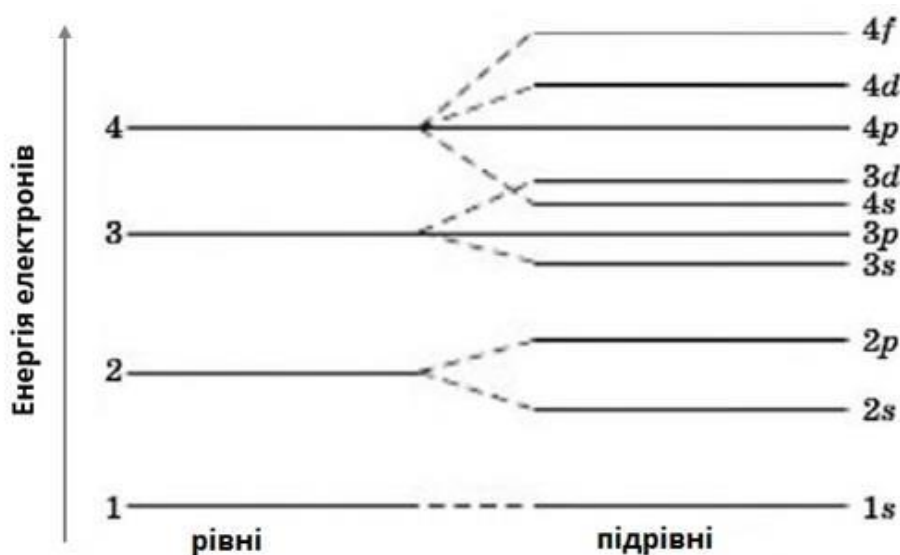


Рис. 7.2. Розподіл електронів за енергетичними рівнями та підрівнями

7.7. Енергія електронів і радіуси s-орбіталей. Розташування у просторі p-орбіталей.

Електронна орбіталь із найнижчою енергією електрона – це s-орбіталь. Вона має сферичну симетрію розташування електронної густини. На кожному енергетичному рівні є одна s-орбіталь. Усі орбіталі цього типу різняться радіусами (Рис. 7.3.).

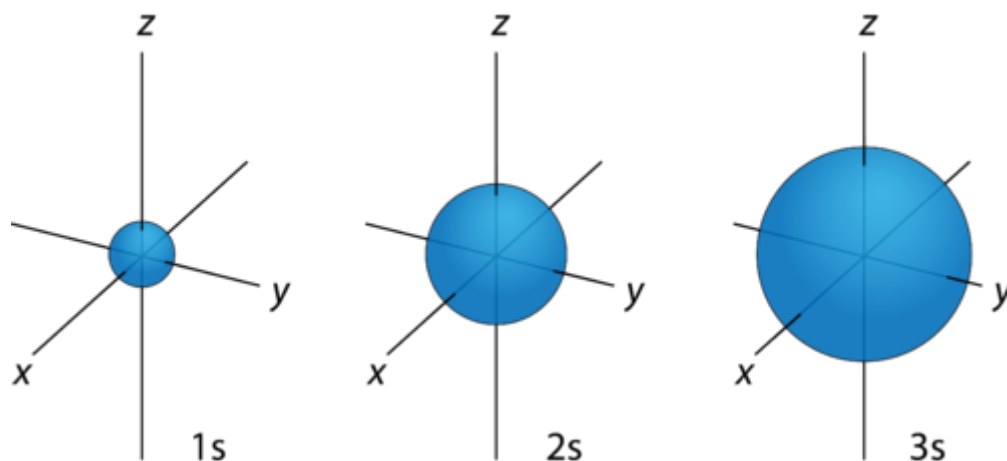
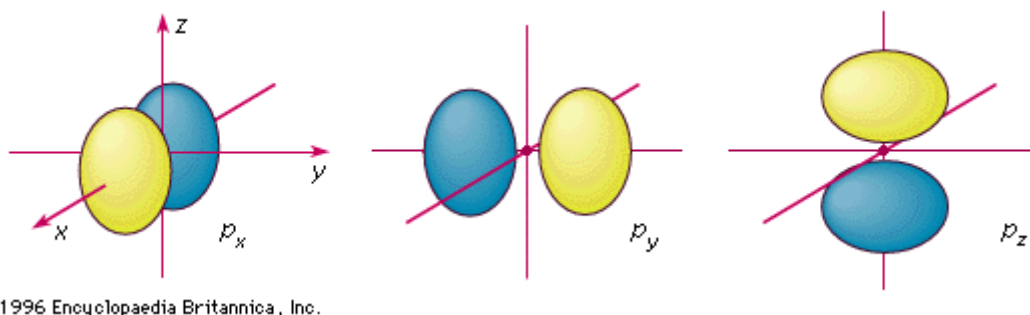


Рис. 7.3. s-Орбіталі перших трьох енергетичних рівнів
(<https://courses.lumenlearning.com/cheminter/chapter/orbitals/>)

Електрони, які рухаються в орбіталах, взаємодіють із зовнішнім магнітним полем, а також відштовхуються між собою, маючи однойменний (негативний) заряд. Тому три орбіталі p-підрівня розташовуються у просторі вздовж трьох координатних осей. Отже, є p_x -, p_y - і p_z -орбіталі (Рис. 7.4.).



©1996 Encyclopaedia Britannica, Inc.

Рис. 7.4. p_x , p_y , p_z орбіталі

7.8. Розраховані із рівняння Шредінгера три квантові числа та визначене зі спектральних ліній четверте – спінове квантове число. Принцип (заборона) Паулі.

Розраховані із рівняння Шредінгера головне, побічне та магнітне квантові числа дали можливість скласти спектральну характеристику атома Гідрогену. При збільшенні чутливості оптичних приладів стало видно розщеплення тонких спектральних ліній. Для пояснення цього явища вчені ввели четверте квантове число – спінове, яке

характеризує специфічність руху електрона. Позначають це число m_s : воно має два значення – $(+1/2)$ та $(-1/2)$.

Ще одним підтвердженням зв'язку між макро- і мікросвітом є запровадження четвертого (спінового) квантового числа. Відомо, що після розв'язку рівняння Шредінгера для атома Гідрогену було математично обґрунтовано значення трьох квантових чисел – головного, орбітального, магнітного. Це співпадало також із розшифровкою спектрів. Вчені вважають, що введення спінового квантового числа m_s обумовлюється специфічними властивостями самого електрона. Була гіпотеза, що електрон здійснює обертальний рух навколо власної осі. Потім розраховали, що швидкість цього руху має бути більшою, ніж швидкість світла. Спін електрона та інших квантових частинок – це фундаментальна властивість матерії.

Вважають, що електрон та інші квантові частинки мають певні особливості руху, які не мають аналогій у макросвіті. Спін – це внутрішній момент імпульсу частинки, який не пов'язаний з її рухом у просторі. Спін електрона дорівнює $1/2$, тобто проекція спіну на будь-яку вісь може набувати лише двох значень: $+1/2$ чи $-1/2$. Пояснення природи «спіну» потребує подальшої роботи вчених.

Всі електрони в кожному атомі мають свій набір чотирьох квантових чисел. В. Паулі сформулював принцип (правило) заборони:

в атомі не може бути навіть двох електронів, у яких всі чотири квантові числа однакові.

7.9. *Запис структури електронної оболонки за допомогою квантових чисел. Зовнішні енергетичні рівні атомів s-, p-, d- і f-елементів.*

Електронна оболонка кожного атому може бути представлена записом складу орбіталей за допомогою квантових чисел. На першому енергетичному рівні є тільки одна **s-орбіталь**, тому кількість електронів у цьому рівні не може бути більше двох ($1s^2$). На другому рівні на 2s- і 2p-підрівнях може перебувати максимум два і шість електронів, а всього – вісім ($2s^2 2p^6$). Міркуючи аналогічно визначають максимальну кількість електронів для третього енергетичного рівня – 18 ($3s^2 3p^6 3d^{10}$), четвертого – 32 ($4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14}$).

Максимально можливу кількість електронів на енергетичному рівні розраховують за формулою:

$$N = 2 n^2,$$

де N – кількість електронів,

n – головне квантове число, або номер рівня.

I рівень – $2 \cdot 1^2 = 2$ електрони

II рівень – $2 \cdot 2^2 = 8$ електронів

III рівень – $2 \cdot 3^2 = 18$ електронів

IV рівень – $2 \cdot 4^2 = 32$ електронів

За заповненням останнім електроном певного підрівня, всі елементи поділяють на чотири електронних родини – **s**, **p**, **d**, **f**. Відомо, що хімічні властивості атомів обумовлюються будовою валентного рівня.

Валентний рівень – це той рівень, електрони якого можуть брати участь в утворенні хімічного зв'язку між атомами.

У **s**- та **p**-родин елементів валентним є зовнішній рівень, а у **d**- та **f**-родин – зовнішній та частково передостанній рівні.

Записи структури електронних оболонок атома – електронні формули (конфігурації) – допомагають у вивченні хімічних властивостей елементів.

❖ Наприклад, всі **s**-, **d**-, та **f**- елементи є металічними елементами (крім H та He), **p**-елементи поділяються діагоналлю в періодичній системі від B до At на металічні та неметалічні.

7.10. Формування уявлень про дискретність матерії. Спроби систематизації хімічних елементів.

Перші спроби опису властивостей речовин були задокументовані понад 1200 років до н.е. Пізніше їх продовжили Левкіп (500-428 р. до н.е.), його учень Демокрит (400-370 р. до н.е.). Ці вчені висували ідеї щодо існування атомів. Проти цих ідей виступав Арістотель і вони надовго зникли з поля зору вчених. У 18 столітті ряд вчених (Й.Герман, Я.Бернуллі, А.Лавуазьє М.В.Ломоносов) повертаються до гіпотези про дискретний стан матерії. Їх погляди на існування атомів

та молекул експериментально підтвердив Дж.Дальтон на початку 19 століття.

Спроби систематизувати елементи за їх властивостями здійснив Йоган Деберейнер – він склав 5 «тріад», в які входили по 3 елемента із подібними хімічними властивостями. У 1864 р. з'явилися роботи Лотара Мейера та В. Одлінга, в яких вони групували елементи за різними ознаками. У 1865 р. Дж. Ньюлендс розташував елементи за зростанням атомних мас і отримав групи по 7 елементів; їх назвали октавами Ньюлендса. Якщо звернутись до алгоритму зародження наукової теорії, то на цьому етапі науковці вже накопичили наукові факти про властивості окремих елементів, розділили елементи на окремі групи і намагались знайти логічні зв'язки між цими групами.

7.11. Пошуки загальної властивості для всіх елементів.

Водночас із Л. Мейером працював Д.І. Менделєєв. Він також розташував відомі в той час 63 хімічні елементи за зростанням атомних мас, і відкрив зв'язок між зростанням атомної маси та зміною хімічних властивостей елементів. Цю залежність Д.І. Менделєєв назвав періодичним законом. Отже тією загальною властивістю, яку виявив Менделєєв у всіх хімічних елементів, була атомна маса. Ця робота Менделєєва відрізнялась від систематизації елементів Одлінгом та Мейером.

7.12. Формулювання періодичного закону Д. Менделєєвим. Прогноз щодо подальшого розвитку періодичної системи. Наукові відкриття, які підтвердили ці прогнози. Робота Мозлі. Зміна формулювання періодичного закону.

Д.І. Менделєєв сформулював періодичний закон так:

«Властивості хімічних елементів, а також форми та властивості утворених ними речовин перебувають у періодичній залежності від атомних мас елементів».

Періодична система хімічних елементів є графічним (або табличним) виразом періодичного закону.

Д.І. Менделєєв вважав, що робота над створенням періодичної системи не завершена. Він вважав, що атомні маси деяких елементів мають бути змінені, а в порожніх клітинках №21, 31, 32 повинні бути

заповненими відкритими елементами, а між галогенами та лужними металічними елементами мають перебувати ще не відкриті елементи. Пізніше вчені довели, що погляди Менделєєва були правильними. Виправлено атомну масу Берилію, змінено місця Кобальту та Нікелю в періодичній системі, відкрито Скандій, Галій та Германій, а нові елементи, розміщені між галогенами та лужними елементами виявились тими, що утворюють інертні гази. Найбільший внесок у становлення періодичного закону вніс Генрі Мозлі. (1912 р.). Аналізуючи рентгенівські спектри атомів він довів, що більш фундаментальною характеристикою хімічних елементів є не атомна маса, а заряд ядра атомів. Це відкриття привело до зміни формулювання періодичного закону:

Властивості хімічних елементів та речовин, які вони утворюють, перебувають у періодичній залежності від величини заряду ядра атомів.

7.13. *Відкриття ізоотопів та підтвердження того, що заряд ядра – більш фундаментальна характеристика елемента, ніж атомна маса.*

Відкриття ізоотопів хімічних елементів підтвердило, що саме заряд ядра є головною характеристикою хімічного елемента.

❖ *Приклад:* існує три ізоотопи Гідрогену:

Протій (${}^1_1\text{H}$) з відносною атомною масою 1,

Дейтерій (${}^2_1\text{H}$) з відносною атомною масою 2,

Тритій (${}^3_1\text{H}$) з відносною атомною масою 3.

Атоми кожного ізоотопу Гідрогену мають ядра із зарядом +1 і по одному електрону.

Хімічні властивості елементів обумовлені будовою електронної оболонки атомів, тому ізоотопи мають однакові хімічні властивості. Вони розмішені в одній клітинці періодичної системи, там записана середня атомна маса елемента, обчислена з урахуванням співвідношення його ізоотопів у природі.

7.14. *Фізичний зміст квантових чисел як зв'язок між місцем елемента в періодичній системі та будовою електронної оболонки атома.*

Спочатку квантові числа вважались лише певною математичною абстракцією для ілюстрації розв'язку рівняння Шредінгера. Але після того, як вчені показали зв'язок між структурою періодичної системи та будовою електронної оболонки атома виявився конкретний зміст квантових чисел. Вони характеризують знаходження електрона в атомі, його енергію та характер руху в орбіталі.

❖ *Приклад:* р-електрон рухається в орбіталі, що має форму об'ємної вісімки (за сучасними поглядами форма р-орбіталі – 2 роз'єднані боби, оскільки в ядрі атома не можуть перебувати електрони) (Рис. 7.4., 7.5.).

Відкриття та розрахунок квантових чисел не лише не заперечило попередні теоретичні положення щодо будови атома, а поглибило їх.

7.15. Квантові числа і періодична система.

У структурі періодичної системи головне квантове число збігається з номером періоду, сукупність побічних квантових чисел виявляється у кількості підрівнів у атомів елементів. Сукупність магнітних квантових чисел – це кількість орбіталей на підрівні, а спінові квантові числа разом з магнітним визначають кількість електронів на певному підрівні.

7.16. Що означає існування понад 100 варіантів періодичної системи?

Останніми десятиліттями багато вчених, зокрема Роалд Гофман (Лауреат Нобелівської премії з хімії 1981), Джон Попл (Лауреат Нобелівської премії з хімії 1998), Мартін Карплус (Лауреат Нобелівської премії з хімії 2013), Річард Беррі, Філіп Андерсон, Річард Баджері (досліджував взаємозв'язок квантової механіки і періодичної системи, зокрема застосування квантової механіки для пояснення структурної періодичності), працювали над вивченням зв'язків між будовою електронної оболонки атомів та структурою періодичної системи.

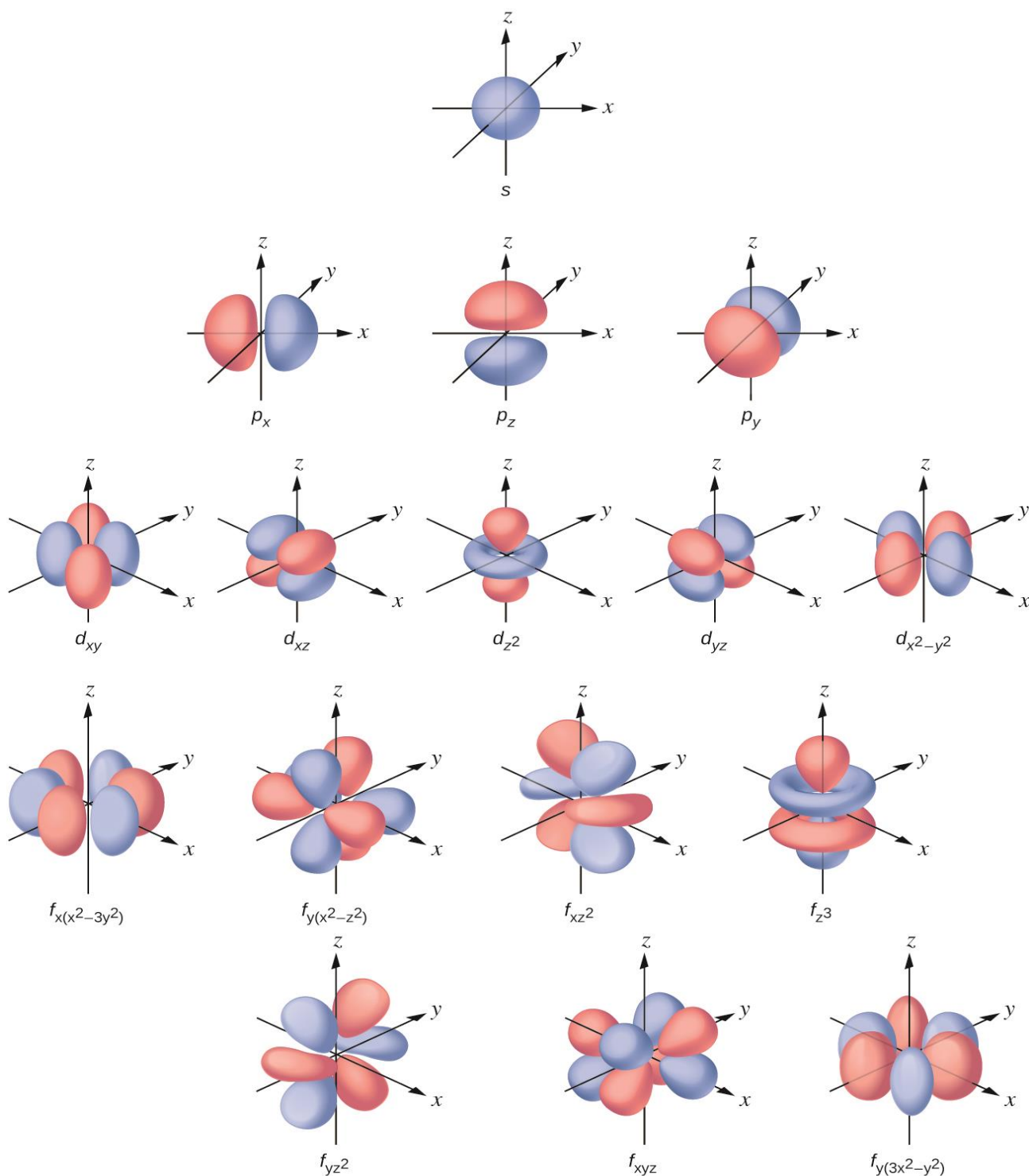


Рис.7.5. Сучасні уявлення про форму електронних орбіталей

[https://chem.libretexts.org/Courses/Oregon Institute of Technology/OIT%3A CHE 202 - General Chemistry II/Unit 2%3A Electrons in Atoms/2.2%3A Atomic Orbitals and Quantum Numbers](https://chem.libretexts.org/Courses/Oregon_Institute_of_Technology/OIT%3A_CHE_202_-_General_Chemistry_II/Unit_2%3A_Electrons_in_Atoms/2.2%3A_Atomic_Orbitals_and_Quantum_Numbers)

Існує більше 100 варіантів, а це – більше 100 особливостей зв'язків між елементами. Можна проаналізувати роботу Д.І. Менделєєва над створенням періодичної системи. Згадаємо, що частина зв'язків між елементами була *передбачена* Д.І. Менделєєвим.

Ми знаємо, що передбачення Менделєєва про існування невідомих тоді елементів № 21, 31, 32, сумніви щодо значень атомних мас деяких елементів підтвердилися. Насправді ця інтуїція вченого базувалась на відчутті мережі логічних зв'язків між елементами, яке виникає в разі уявлення цілісної періодичної системи. Це можна порівняти з відчуттям художника, який створив на підставі спостережень природи етюд, а потім домальовує картину тими рисами, яких нібито немає в природі. І якщо внутрішня логіка відчуття природи художником співпадає з логікою думок тисяч глядачів, ми свідчимо про народження геніального твору.

Якщо згадати алгоритм розвитку природничих наук, то наявні 100 варіантів періодичної системи можна пояснити існуванням багатьох зв'язків між хімічними елементами.

7.17. Структура періодичної системи.

Основними структурними елементами періодичної системи є періоди та групи. Період – горизонтальний ряд (або ряди) хімічних елементів, який починається лужним елементом (s-елементом), а закінчується інертним елементом (р-елементом). У періодичній системі є 7 періодів: 1-3-й – малі періоди, 4-7-й – великі.

7.18. Групи періодичної системи.

Групи – це стовпчики в періодичній системі. Усього груп вісім. Кожна група поділяється на підгрупи – головну та побічну (в короткоперіодній формі системи). В головні підгрупи входять s- та р-елементи, а в побічні d- та f- елементи. Номер групи дорівнює максимальному значенню ступеня окиснення елементів, які в ній перебувають.

До підгрупи входять елементи, які мають однакову будову зовнішньої електронної оболонки або елементи-аналоги. Можна стверджувати, що хоча будова електронних оболонок у цих елементів є подібною, хімічні властивості їх схожі, але не тотожні. Це пояснюється тим, що атоми елементів мають різні радіуси, а його, величина також впливає на хімічні властивості елементів.

7.19. Зміна йонізаційних потенціалів та спорідненості до електрона у періодах і групах.

Відомо, що металічні елементи відрізняються від неметалічних величиною йонізаційного потенціалу (його позначення – I). Це та енергія, яку треба витратити на відрив електрона від атома. Величина цього потенціалу різна і у металічних елементів; лужні елементи мають найменший йонізаційний потенціал (I). У періоді йонізаційний потенціал зростає зліва направо до галогенів і до максимуму у інертних елементів. У разі відриву першого електрона від атома говорять про перший потенціал йонізації $I(1)$, другого електрона – про другий потенціал йонізації $I(2)$, третього – $I(3)$. Більше 3-х електронів не можна відірвати від атома; для цього енергії хімічних реакцій недостатньо. Але при електричному розряді, за дуже високої температури атом може втрачати більше електронів. Так відбувається при утворенні плазми.

❖ *Приклад:* $I(1)$ Магнію = 755 кДж/моль,
а $I(1)$ Алюмінію = 580 кДж/моль.

Крива залежності величини $I(1)$ (Рис. 7.6.) від заряду ядра є немонотонною. Це пояснюється тим, що спостерігається деяка енергетична стабілізація у атомів, що мають по одному електрону в кожній орбіталі у багатоелектронних підрівнях **p**, **d** та **f**. Якщо для утворення повністю заповненого **d**- або **f**- підрівня не вистачає одного електрона, спостерігається перехід електрона із зовнішнього **s**-підрівня на передостанній.

❖ *Приклад:* $\text{Cu} \dots 3d^9 4s^2 \rightarrow \text{Cu} \dots 3d^{10} 4s^1$

Можна порівняти сусідні елементи в періодичній системі



Спорідненість до електрону – це кількість енергії, яка виділяється під час приєднання електрону до атому. Вона вимірюється в кДж/моль·атом або еВ/атом. Якщо енергію йонізації визначено для всіх хімічних елементів, то спорідненість до електрону – виміряно лише для 50 елементів. Але ця величина достатньо важлива, оскільки вона входить в формулу розрахунку електронегативності (χ):

$$\chi = \frac{1}{2} (I + E),$$

де I – потенціал йонізації;

E – енергія спорідненості до електрону.

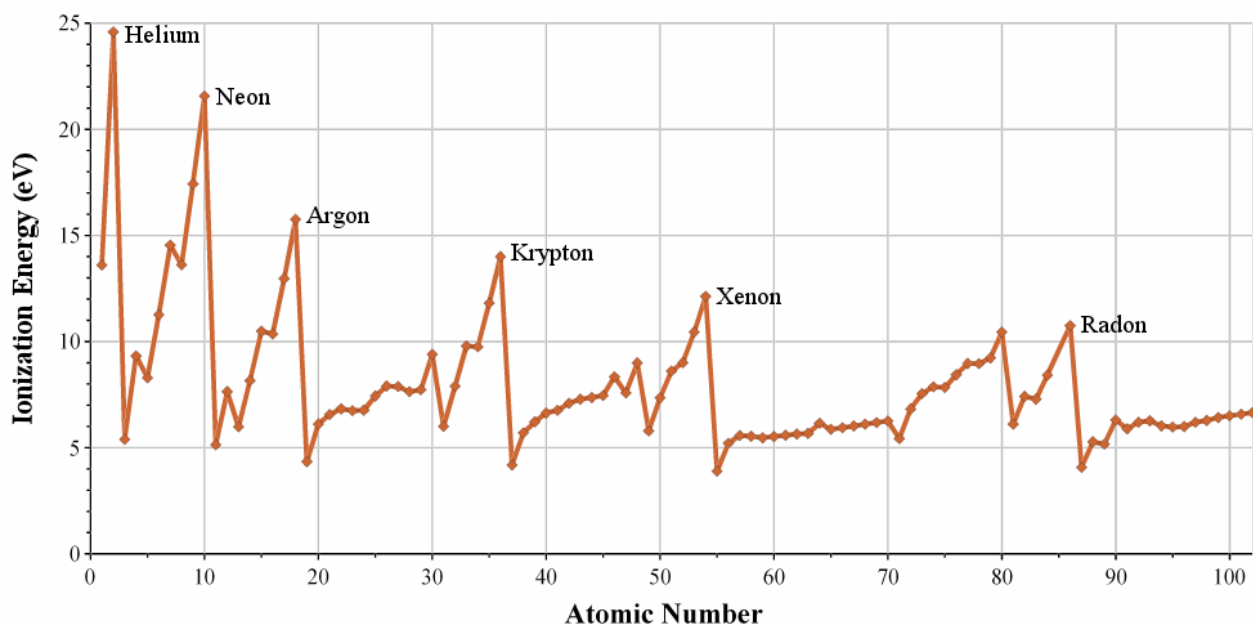


Рис. 7.6. Залежність потенціалу йонізації від порядкового номера елемента.

https://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%86%D0%BE%D0%BD%D1%96%D0%B7%D0%B0%D1%86%D1%96%D1%8F#/media/%D0%A4%D0%B0%D0%B9%D0%BB:Ionization_energies.png

7.20. Радіуси атомів.

Згідно з квантово-механічної моделлю, атом не має чітко окреслених меж. Від ядра до периферії атома зменшується електронна густина. Існують методи визначення відстані між однаковими атомами в молекулі. Радіус є половиною цієї відстані. Отримані в такий спосіб атомні радіуси, зменшуються в періоді зліва направо та збільшуються у групі або підгрупі зверху вниз.

Виходячи з положень квантової механіки про дуалістичний характер електрона, виміряти точні розміри атома неможливо. Тому за радіус атома прийнято вважати приблизну відстань від ядра до головного максимуму електронної густини. Такий радіус називають орбітальним. У кристалічних ґратках визначають ефективні радіуси – це половина відстані між ядрами однакових атомів, сполучених хімічним зв'язком. Зміна атомних та йонних радіусів від заряду ядра має періодичний характер (Рис.7.7).

З ростом кількості енергетичних рівнів у атомів хімічних елементів, їхні радіуси збільшуються по групам зверху вниз.

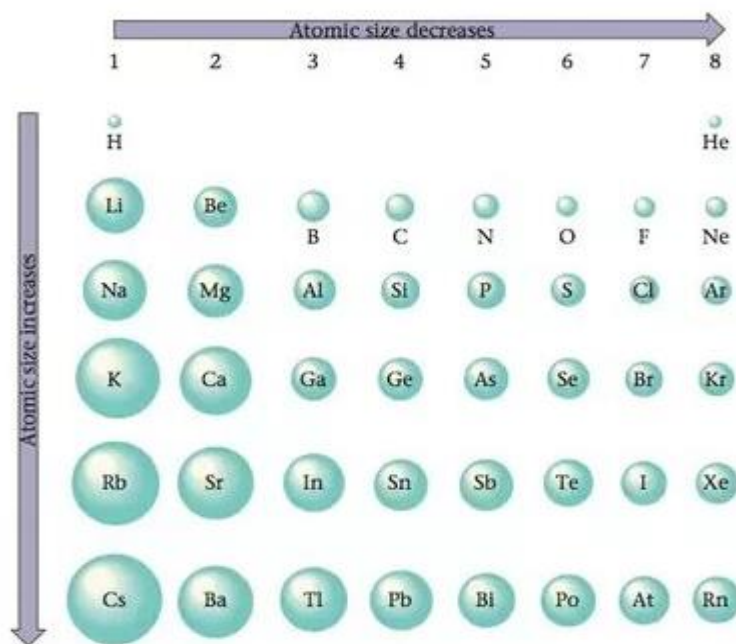


Рис. 7.7. Відносний розмір атомів

(<https://www.quora.com/What-are-the-radius-and-diameter-of-an-atom-in-a-metre>)

По періодам, коли кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні зростає, атомні радіуси зменшуються. Це пов'язано з збільшенням сили взаємодії між ядром та електронами на зовнішньому енергетичному рівні. Так як кількість енергетичних рівнів стала, сила взаємодії залежить від ефективних зарядів, при цьому збільшується позитивний заряд ядра та негативний заряд електронної оболонки. Таким чином, ядро сильніше притягує електрони зі зовнішніх рівнів, що викликає зменшення радіусу атома. Наслідки:

- Збільшення енергії йонізації, тому що чим менший радіус атома (менша відстань від ядра до електронів), тим сильніше ядро утримує зовнішні електрони, тобто для відриву зовнішнього електрона потрібно більше енергії.

- Зменшення радіусу атома викликає збільшення енергії спорідненості до електрона, тому що ядро сильніше притягує додатковий електрон.

- Зростання електронегативності зі зменшенням радіусу атома.

- Атоми, які мають великий радіус легше віддають електрони, тому проявляють металічні властивості, атоми з невеликим радіусом активніше приєднують електрони і мають неметалічні властивості.

Зв'язок між радіусом атома та властивостями елемента є основою вивчення періодичного закону та передбаченням хімічних властивостей хімічних елементів.

7.21. *Електронна будова атомів малих та великих періодів. Валентність та внутрішні електронні рівні атомів.*

Елементи малих та великих періодів різняться структурою підрівнів. Електрони в атомах елементів 1-го – 3-го періодів розміщуються на s- та p-підрівнях, а в атомах елементів наступних періодів – ще й на d- і f-підрівнях. У малих періодах зміна властивостей елементів є досить різкою – від лужних елементів до інертних.

В великих періодах – 4-му і 5-му відбувається заповнення електронами передостаннього рівня (**d**-елементи). Всі **d**-елементи є металічними елементами, тому що на зовнішньому рівні у їхніх атомах – 2 електрони. У цих періодах також змінюються властивості елементів від лужного до інертного, але ця зміна є поступовою.

У елементів 6-го та 7-го періодів відбувається заповнення електронами третього ззовні рівня (не валентного). Це обумовлює значну подібність **f**-елементів між собою і те, що утворені ними речовини важко виділити із їхніх сумішей. Для розділення таких сумішей використовують утворення цими елементами комплексних сполук із різними лігандами.

Валентними електронами можна вважати такі, при втраті яких у атома, залишається зовнішній рівень з 8 електронів (електронний октет). У s- та p-елементів – це електрони зовнішнього рівня, а у d- та f-елементів – зовнішнього та частково передостаннього.

❖ *Приклад:* у атома Al на зовнішньому рівні – 3 електрона. Якщо він їх віддає, то утворюється йон Al^{3+} , у якого 8 зовнішніх електронів, а це – енергетично стійка система. Атом Mn, на зовнішньому рівні має 2 електрона. У разі їх втрати оголюється передостанній рівень, який містить 13 електронів. Це незаповнений рівень, отже нестійка система. Для стійкого восьмиелектронного стану атом Mn може віддавати ще 5 $\bar{e}$. Це відбувається, коли елемент окиснюється з утворенням йонів MnO_4^- , де він має ступінь окиснення +7.

Активними вважають металічні елементи, у яких на зовнішньому рівні перебуває один електрон (лужні елементи) або два (лужноземельні), причому атоми останніх повинні мати великий радіус (Sr, Ba, Ra).

7.22. *Зміна йонізаційних потенціалів у періодах. Залежність першого потенціалу йонізації від порядкового номера елемента.*

Графік залежності першого потенціалу йонізації $I(1)$ від порядкового номера елемента має явно виражений періодичний характер. Найменший потенціал йонізації – у лужних елементів, найбільший – у інертних. У періоді енергія йонізації змінюється немонотонно. Це пояснюють із залученням принципу найменшої енергії; мінімальну енергію мають атоми з підрівнями, заповненими електронами повністю або наполовину (Рис.7.6.).

7.23. *Ефект екранування.*

Екранування – це ефект, відштовхування зовнішніх електронів атома внутрішніми електронами.

Екранування має значний вплив на такі властивості атомів, як атомний радіус, електронегативність, енергія йонізації, спорідненість до електрона, періодичність властивостей.

Ефект екранування є однією з основних причин періодичності властивостей хімічних елементів, що можна спостерігати в періодичній системі елементів.

Існує дуже мала ймовірність проникнення електронів до ядра (ймовірність перебування електрона в орбіталі дорівнює 95 %). Така властивість сильніше виражена для s-електронів і майже не виявляється для f-електронів.

7.24. *Зміна властивостей елементів по періодичній системі. Причина періодичності.*

Періодичність зумовлена обмеженою кількістю електронів на кожному рівні. Після заповнення електронами всіх відповідних орбіталей певного рівня починається формування нового електронного рівня. При цьому відбувається повторення складу зовнішньої електронної оболонки та обумовлених нею хімічних

властивостей елементів. Отже, періодичність змін властивостей елементів зумовлена повторенням електронних конфігурацій атомів.

Властивості елементів та їх сполук закономірно змінюються як по горизонталі (у межах періодів), так і по вертикалі (у межах груп і підгруп). Крім того, спостерігається ще й діагональна подібність деяких елементів (Li-Mg, Na-Ca, Be-Al).

Порядковий номер елемента вказує на заряд ядра Z (протонне число) і кількість електронів в атомі.

Номер періоду дорівнює кількості електронних рівнів в атомі. При цьому на зовнішньому рівні може бути від одного до восьми електронів.

❖ *Приклад:* Li $1s^2 2s^1$; Ne $1s^2 2s^2 2p^6$.

Номер групи, як правило, вказує на найвище значення валентності або ступеня окиснення елемента.

Всі **s**-, **d**-, **f** – елементи є металічними (винятки – Гідроген та Гелій). **p**-Елементи поділяє діагональ від Be до At (в короткоперіодному варіанті періодичної системи) на металічні елементи (вони розміщені під нею) та неметалічні (розміщені над діагоналлю).

Металічні властивості елементів послаблюються в періоді зліва направо, а в підгрупі посилюються зверху вниз.

Приблизно по діагоналі (B—At) розміщені елементи, які утворюють амфотерні оксиди та гідроксиди (Be, Al, Cr, Sn, Pb та ін.).

7.25. В яких явищах природи спостерігається періодичність?

В природі повністю чи частково повторюються: рух космічних тіл навколо центра Галактики, рух планет навколо Сонця, рух електронів навколо ядра атома, а в нашому житті – рух потягів, міського транспорту за графіком, ритм у музичних творах та інше.

В процесі розвитку різних систем також відбувається повторення їх стану, але не повне, а лише часткове. Кожен період у періодичній системі починається найактивнішим металічним елементом. Потім активність металічних елементів зменшується. Зверху вниз у підгрупі активність металічних елементів зростає. Це обумовлюється збільшенням кількості електронних оболонок і зростанням радіусів

атомів; валентні електрони віддаляються від ядра. У підгрупах розміщені елементи-аналоги, які мають подібні хімічні властивості, але не тотожні (Рис.7.8.).

Якщо поряд з фрагментом Періодичної системи ми розмістимо ілюстрацію до біогенетичного закону, то і тут ми побачимо повторюваність при розвитку зародків різних видів живих організмів. Біологи так формулюють цей закон: кожен організм у своєму розвитку (онтогенезі) повторює історію розвитку свого виду (філогенез). Це повторення відбувається в певних межах, потім розвиток продовжується для кожного виду своїм шляхом – тому із майже однакових зародків при розвиненні виростає риба, ящірка або людина (Рис.7.9.).

Період	Групи							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	Н 1 							He 2 
2	Li 3 	Be 4 	B 5 	C 6 	N 7 	O 8 	F 9 	Ne 10 
3	Na 11 	Mg 12 	Al 13 	Si 14 	P 15 	S 16 	Cl 17 	Ar 18 

Рис. 7.8. Періодичність зміни електронної будови атомів.

Вчені вважають, що повторюваність явищ є основою ритму існування всього живого. В будь-якому організмі всі органи, клітини працюють ритмічно. Порушення ритму роботи будь-якого органу свідчить про якусь хворобу. Ритмічно працюють органи кровообігу, дихання, нервова система та інші. Періодичність скорочення м'язів серця вимірюють на кардіограмі (Рис. 7.10.).

На рисунках наведені графіки зміни потенціалів йонізації атомів в залежності від порядкового номера елемента, а також зміни сонячної активності від часу та ритм серцевих скорочень (кардіограма).

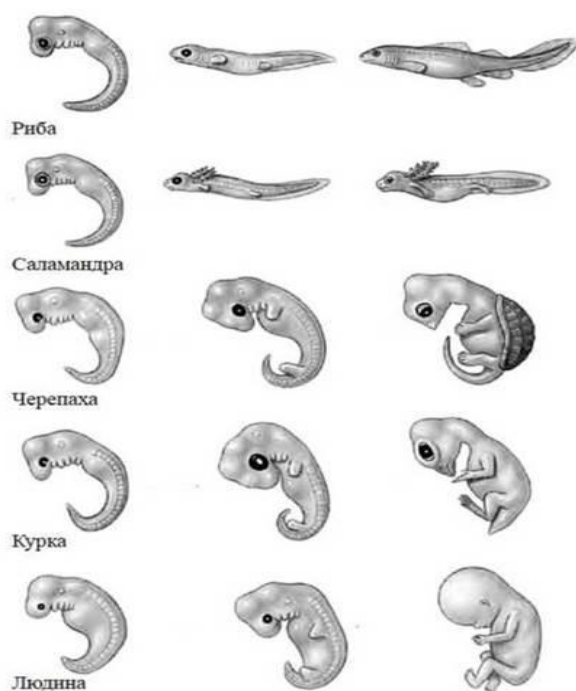


Рис. 7.9. Онтогенез тваринного світу

Періодичність – критерій стійкості структур та функціонування систем, набутий на шляху до певного стану стабільності. Поки планети рухаються навколо Сонця – Сонячна система незмінна, поки серце ритмічно скорочується – людина здорова.

Кожен живий організм на Землі відчуває ще і сезонну періодичність – яка обумовлена рухом Землі навколо Сонця. У зв'язку з цим відбувається зміна періодів року – весна, літо, осінь, зима. Це впливає на життєдіяльність організмів.

Серед ритмів Природи особливе місце займають геологічні, які називають «хвилями життя». Вивчення геологічних ритмів триває. Періодична система є прикладом зв'язку між природними об'єктами (хімічними елементами). Її можна вважати ілюстрацією головних законів діалектики.

- 1) закон переходу кількості в якість – від елемента до елемента в періоді збільшується кількість протонів в ядрах атомів і виникає нова якість серед простих речовин – лужний метал «перетворюється» на галоген;
- 2) закон єдності і боротьби протилежностей – в одному періоді розташовані елементи, які утворюють прості речовини з

протилежними властивостями, – лужний метал (сильний відновник) і галоген (сильний окисник);

З) закон заперечення заперечення – у кожному наступному періоді відбувається повторення складу зовнішньої електронної оболонки атомів і більшості властивостей елементів (ніби з «чистого аркушу»).

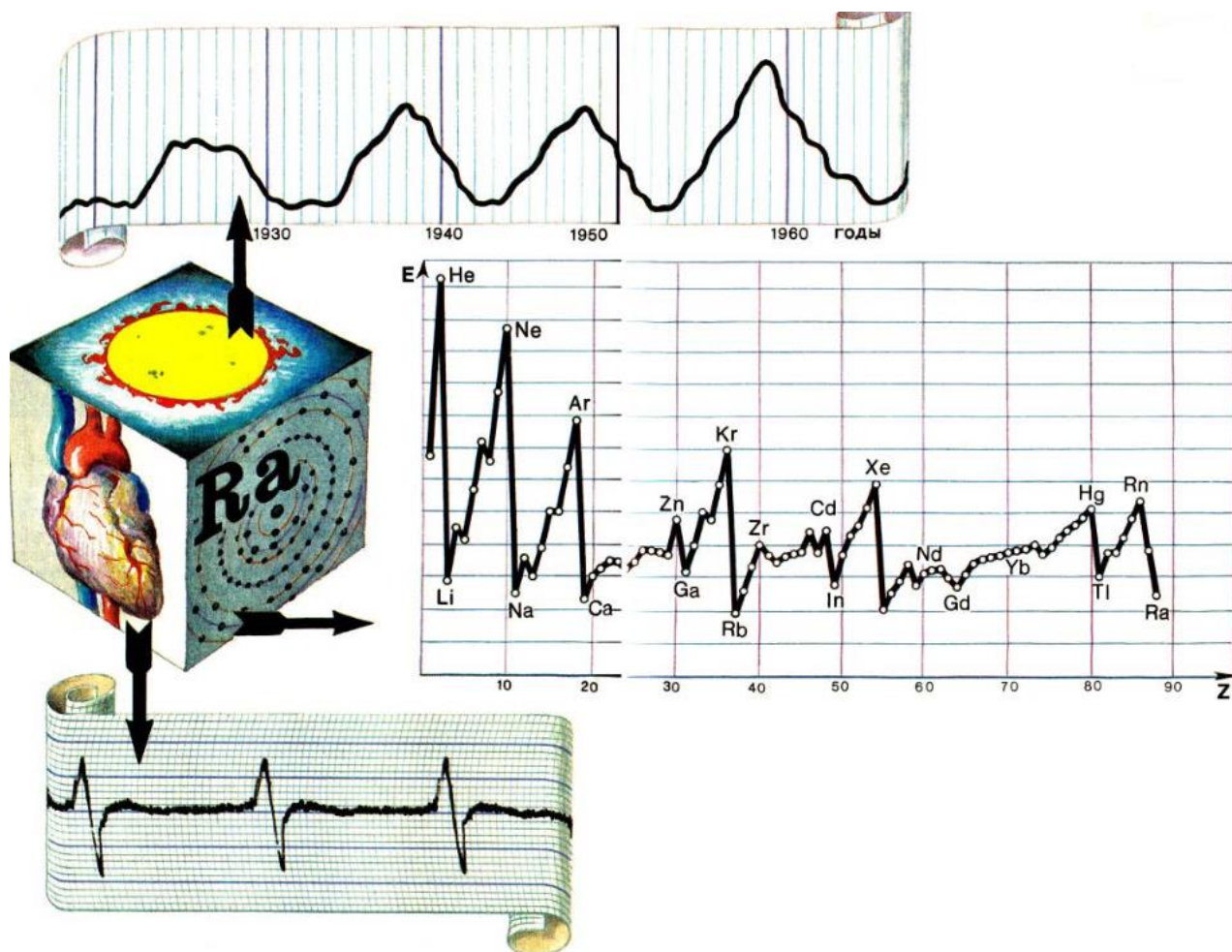


Рис. 7.10. Природні ритми. *Зверху:* Зміна Сонячної активності протягом декількох десятиліть; *Справа:* Зміна потенціалів йонізації; *Внизу:* Кардіограма.

ТЕМА 8 ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК

Питання

- 8.1. Історія виникнення уявлень про хімічний зв'язок
- 8.2. Причина утворення зв'язку між атомами. Види хімічного зв'язку
- 8.3. Ковалентний зв'язок. Основні параметри ковалентного зв'язку.
- 8.4. Енергія зв'язку як основна характеристика його міцності. Початок та наслідки проходження хімічних реакцій.
- 8.5. Електронегативність хімічних елементів.
- 8.6. Полярний та неполярний ковалентний зв'язок.
- 8.7. Полярність молекул. Діелектрична проникність.
- 8.8. Два механізми утворення ковалентного зв'язку:
 - а) обмінний;
 - б) донорно-акцепторний.
- 8.9. Насичуваність і направленість ковалентного зв'язку.
- 8.10. Гібридизація орбіталей.
- 8.11. Залежність геометричної конфігурації молекул від гібридизації орбіталей.
- 8.12. Нелокалізований π -зв'язок.
- 8.13. Два методи інтерпретації ковалентного зв'язку: метод валентних зв'язків (ВЗ) та метод молекулярних орбіталей (МО). Основні положення методу валентних зв'язків.
- 8.14. Основні положення методу молекулярних орбіталей.
- 8.15. Типи орбіталей у методі МО. Порядок зв'язку.
- 8.16. Порівняння методів ВЗ і МО.
- 8.17. Йонний зв'язок.
- 8.18. Водневий зв'язок.
- 8.19. Металічний зв'язок
- 8.20. Міжмолекулярна взаємодія.
- 8.21. Будова кристалів. Типи кристалічних ґраток.

Актуальність теми

Все, що існує навколо в матеріальному світі, утворене взаємодією атомів, молекул, йонів між собою, тобто хімічними зв'язками. Біля 100 хімічних елементів утворили більше мільйона неорганічних речовин і понад 100 мільйонів органічних речовин. Тому вчення про природу хімічних зв'язків є базовим у хімічній науці.

Процеси, які відбуваються за участю атомів, це процеси мікросвіту. Не всі їх параметри можна вимірювати інструментально. Труднощі полягають у тому, щоб не помилитися при встановленні кореляції між мікро- та макропроцесами. Цьому передують наукові гіпотези, припущення, а за ними – експериментальні дослідження. Отже, наука про хімічний зв'язок розвивалась паралельно з теоретичною та експериментальною хімією. У подальшому на нас чекають нові відкриття.

Відповіді та пояснення

8.1. Історія виникнення уявлень про хімічний зв'язок.

Сили, які діють між природними об'єктами, з далеких часів цікавили вчених. Вони довели, що ці сили спричинені існуванням певних зв'язків. Утворення або розрив зв'язків між атомами є сутністю хімічних реакцій. Комбінації сполучень атомів у молекулах нескінченні, умови утворення хімічного зв'язку є різними.

Хімічний зв'язок – це взаємодія між атомами, молекулами, йонами, яка супроводжується перебудовою валентних електронних оболонок атомів та виділенням енергії.

❖ *Приклад, при утворенні 1 моль молекул водню із атомів Гідрогену виділяється 432,1 кДж енергії. При розриві зв'язку в молекулі H_2 , з утворенням атомів Гідрогену, поглинається 432,1 кДж енергії.*

Дослідження показали, що розподіл електронної густини в об'ємі ізолюваного атому відрізняється від її розподілу в тому ж атомі, який сполучений з іншими атомами в речовині. Незмінними залишаються

ядра атомів та найближчі до них внутрішні електронні оболонки. Молекулою вважають стійку систему з певного числа ядер та електронів, які закономірно розміщені в просторі. Для утворення хімічного зв'язку найбільш важливими є електростатичні сили ядерно-електронної взаємодії. Усі інші взаємодії між ядрами та електронами (магнітні, гравітаційні) дуже малі у порівнянні з ними. У процесі утворення хімічного зв'язку загальна енергія системи **зменшується**.

Чим більше виділяється енергії при утворенні зв'язку, тим більш міцним буде зв'язок.

8.2. Причина утворення зв'язку між атомами. Види хімічного зв'язку

Причиною утворення хімічних зв'язків є певна енергетична нестабільність атомів. Відомо, що атоми інертних елементів майже не утворюють хімічних зв'язків. Їх стабільність обумовлена наявністю восьмиелектронних зовнішніх оболонок і найбільш симетричного розподілу електронної густини. Це – енергетично стабільна система.

У атомів інших елементів кількість зовнішніх електронів не дорівнює 8; орбіталі в них не повністю заповнені електронами. Це обумовлює можливість утворення хімічних зв'язків.

В залежності від будови валентних електронних рівнів атоми можуть утворювати **чотири типи хімічних зв'язків**:

- ковалентний,
- йонний,
- металічний,
- водневий.

В реальних речовинах часто спостерігається комбінація різних типів хімічних зв'язків.

У випадку, коли виникає зв'язок між двома атомами з однаковими значеннями електронегативності, електронна густина розподіляється симетрично відносно ядер і дипольний момент дорівнює нулю. Такий зв'язок є неполярним.

При взаємодії двох атомів, які мають значну різницю електронегативностей, електронна густина суттєво зміщується до

атома з більшою електронегативністю. Такий зв'язок називають полярним (див. питання 8.6).

Сильно полярний зв'язок наближається до йонного. Йонну складову зв'язку виражають через ступінь йонності π , яку виражають у відсотках. Ця величина залежить від відносних електронегативностей атомів, які утворюють зв'язок. Йонний зв'язок можна назвати найбільш полярним ковалентним, коли різниця в електронегативностях перевищує одиницю.

Слабкі типи зв'язків: водневий зв'язок межує з фізичним Ван-дер-Ваальсовим. В трактуванні цих типів зв'язків є багато спільного. Чітко відрізнити природу між фізичним та хімічним зв'язком майже неможливо.

Таблиця 8.1.

Порівняльна таблиця характеристик сполук з різним типом хімічних зв'язків

Характеристика	Ковалентний	Йонний	Металічний	Водневий
Природа взаємодії	Спільні електронні пари	Передача електронів	«Електронний газ»	Притягання протилежних зарядів
Сила зв'язку	Середня	Сильна	Середня	Слабка
Характеристика сполук	Гази, рідини, тверді речовини	Тверді кристалічні речовини	Метали	Залежить від інших взаємодій
Температура плавлення та кипіння	Різна	Висока	Висока	Аномально висока для такої молярної маси
Електропровідність	Погана	У розплавах і розчинах	Хороша	Погана
Розчинність	У неполярних розчинниках	У полярних розчинниках	Не розчиняються	Залежить від інших взаємодій
Приклади	H ₂ , H ₂ O, SO ₂	NaCl, KI	Fe, Mn	H ₂ O, спирти, амоніак

Примітки:

1. Таблиця надає загальну характеристику зв'язків, які мають винятки.
2. Багато сполук мають складний характер зв'язків і можуть бути проміжними між різними типами.
3. На властивості хімічних речовин впливають не лише види хімічних зв'язків, а і структура сполук.

8.3. Ковалентний зв'язок. Основні параметри ковалентного зв'язку.

Зв'язок між атомами, які мають невелику різницю в значеннях електронегативностей називають ковалентним зв'язком. Він утворюється завдяки формуванню спільних електронних пар за рахунок неспарених електронів атомів.

Ковалентний зв'язок виникає між атомами, які або мають однакову електронегативність (виникає неполярний ковалентний зв'язок: H_2 , Cl_2) або між атомами, які мають близьку за значенням електронегативність (полярний ковалентний зв'язок: H_2O , CO_2). Ковалентний зв'язок утворюється завдяки формуванню спільних електронних пар за рахунок неспарених електронів атомів.

Ковалентний зв'язок характеризується міцністю (енергією), кратністю, довжиною та полярністю. Якщо з'єднується більше двох атомів, то додається ще одна характеристика – величина кута(ів) між напрямками зв'язків. **Валентний кут** – це кут між умовними лініями, які з'єднують ядра сполучених атомів.

Довжина зв'язку – це відстань між ядрами сполучених атомів; вона вимірюється у нанометрах (табл. 8.2).

Таблиця 8.2

Довжина зв'язку в молекулах водню та галогенів

Молекула галогену	Довжина зв'язку, нм
H:H	0,074
F:F	0,142
Cl:Cl	0,198
Br:Br	0,228
I:I	0,267

Кратність зв'язку визначається числом спільних електронних пар, якими сполучені два атоми. Якщо зв'язок здійснюється однією електронною парою, його називають простим, або ординарним, якщо більш ніж однією парою – кратним (подвійним, потрійним). Підвищення кратності приводить до зміцнення зв'язку та зменшення його довжини.

❖ *Приклад*, у молекулах вуглеводнів енергія зв'язків C–C, C=C, C≡C становить відповідно 343, 615 і 812 кДж/моль.

8.4. Енергія зв'язку як основна характеристика його міцності.
Початок і наслідки проходження хімічної реакції.

Хімічна взаємодія – це утворення нових хімічних зв'язків між атомами, утворення нових сполук за рахунок зміни складу молекул або формульних одиниць. Зміни кількості атомів при цьому не відбувається (це відповідає закону збереження маси).

Взаємодія залежить від хімічної активності атомів – наявності незаповнених орбіталей у валентних рівнях та підрівнях.

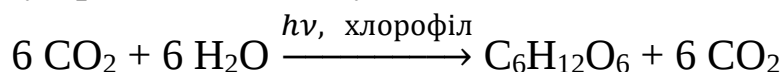
Умова проходження реакцій.

Проходження реакцій відбувається при наближенні реагуючих частинок на відстань йонного радіусу.

Наслідки:

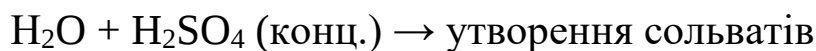
1. Перенесення маси речовини: це відбувається у напрямку від вихідних речовин до продуктів реакції (атоми переходять з вихідних речовин у продукти реакції).
2. Переміщення енергії і перетворення її форм:

а. *Променева енергія E* – енергія Сонця → енергія хімічних зв'язків у органічних сполуках:

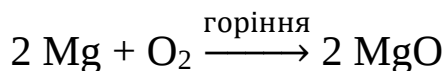


б. *Теплова:*

- i. Нагрівання земної поверхні;
- ii. Хімічні взаємодії



с. *Світлова:*



д. *Електрична:*

гальванічний елемент → електрика та її використання;
 статична електрика поверхні крапель хмари → блискавка.

Мірою міцності зв'язку є його енергія. Енергія зв'язку – це така кількість енергії, яку потрібно витратити, щоб розірвати зв'язок. Вона

дорівнює енергії, що виділяється при утворенні цього ж зв'язку. Значення енергії розриву певного зв'язку записують зі знаком «плюс», а енергії утворення цього ж зв'язку – зі знаком «мінус». Для двохатомних молекул енергія утворення зв'язку дорівнює енергії дисоціації, тобто розпаду молекули на атоми.

Енергія зв'язку вимірюється в кДж/моль. При утворенні хімічного зв'язку між атомами енергія завжди виділяється. Чим міцніший зв'язок, тим більше енергії виділяється при його утворенні.

❖ *Приклад:* при розпаді молекул водню на атоми поглинається 432 кДж/моль, а молекул фтору – 139 кДж/моль. Отже, зв'язок Н—Н міцніший, ніж F—F.

Для багатоатомних частинок використовують поняття «середня енергія зв'язку».

❖ *Приклад:* енергія дисоціації метану CH_4 (розпаду молекул на атоми) становить 1658 кДж/моль. Звідси середня енергія зв'язку

$$\text{C—H: } \frac{1658}{4} = 414,5 \text{ кДж/моль.}$$

Енергія хімічних зв'язків змінюється в широкому діапазоні – від 10 до 1000 кДж/моль. При утворенні слабких зв'язків виділяється менше енергії, ніж при утворенні міцних зв'язків. Але ще раз наголошуємо – при утворенні будь-якого зв'язку енергія завжди виділяється.

При відповіді на питання про енергію зв'язку часто допускають помилку, стверджуючи, що при утворенні одних зв'язків енергія виділяється, а при утворенні інших – поглинається. Підґрунтям цієї помилки є поняття про екзотермічні та ендотермічні реакції. Відомо, що при екзотермічних реакціях енергія виділяється, а при ендотермічних – поглинається. Під час перебігу будь-якої реакції наявні дві енергетичні складові: розрив зв'язків у реагентах і утворення нових зв'язків у продуктах. Якщо на розрив зв'язків витрачається більше енергії, ніж виділяється при утворенні нових зв'язків – маємо зменшення енергії системи. Це виявляється у зниженні температури, отже ендотермічну реакцію. При

екзотермічних реакціях енергія речовин зменшується і спостерігається підвищення температури системи.

8.5. Електронегативність хімічних елементів.

Електронегативність – це здатність атомів притягувати до себе додаткові електрони, тобто електрони від інших атомів. Її позначають грецькою літерою χ (хі). Можна сформулювати поняття «електронегативність» так: міра здатності атома притягувати електрони всередині хімічного зв'язку. Електронегативність дає змогу якісно оцінювати зміщення електронної густини в молекулі.

Найбільш поширена методика оцінки електронегативності запропонована Л. Полінгом і ґрунтується на формулі

$$\chi = \frac{1}{2} (I + F),$$

де I – йонізаційний потенціал – енергія, яку потрібно витратити на відрив електрона від атома;

F – спорідненість до електрону – енергія, яка виділяється в разі приєднання електрона до атома.

Електронегативність (χ) дорівнює півсумі потенціалу йонізації та енергії спорідненості до електрону. Існує декілька методів обчислення електронегативності. У шкалі Л. Полінга електронегативність Флуора є найбільшою – $\chi(F) = 4,1$, для лужних елементів значення електронегативності перебувають у межах $0,7 - 1,0$, для Гідрогену $\chi(H) = 2,1$.

8.6. Полярний та неполярний ковалентний зв'язок.

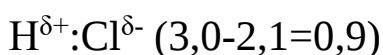
Ковалентні зв'язки виникають між атомами, які або мають однакову електронегативність (це неполярний зв'язок: H_2 , Cl_2), або між атомами із близькими електронегативностями (полярний зв'язок: H_2O , CO_2).

Критерієм поділу зв'язку на неполярний, полярний ковалентний та йонний вважають різницю електронегативності атомів, що утворюють зв'язок:

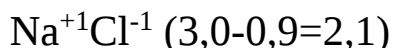
при $\Delta\chi = 0$ – неполярний ковалентний зв'язок



$\Delta\chi \sim 0,1-0,9$ – полярний ковалентний зв'язок



$\Delta\chi \geq 1$ – йонний зв'язок

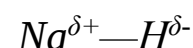
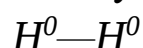
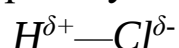


Ковалентний полярний зв'язок характеризується зміщенням електронної густини до більш електронегативного атома. При цьому ступінь зміщення залежить від різниці електронегативності атомів – $\Delta\chi$. У разі йонного зв'язку зміщення електронної густини є досить значним.

У молекулі гідроген хлориду на атомі Хлору зосереджений негативний заряд, а атом Гідрогену заряджений позитивно. Для передбачення реакційної здатності молекули важливо знати не лише первинне розміщення електронної густини, але й здатність до її зміни.

Поляризованість зв'язку – здатність зміни його полярності під дією зовнішнього електричного поля. Кожен атом або молекула має своє електричне поле. Тому вони впливають один на одного. В результаті поляризації може відбутись розрив електронної пари між атомами, і електрони переходять до одного з атомів. Утворюються два йони з протилежними зарядами. Так діють молекули води на молекули гідроген хлориду при його розчиненні у воді.

❖ *Прикладом* різної поляризації зв'язків за участю атома Гідрогену можуть бути молекули та формульні одиниці.



Поляризацію σ -зв'язку позначають прямою стрілкою ($\text{H} \rightarrow \text{Cl}$), а π -зв'язку – зігнутою ($\text{C} \curvearrowright \text{O}$). Здатність хімічного зв'язку до делокалізації називають поляризованістю. Поляризованість π -зв'язку вища за поляризованість σ -зв'язку.

Кількісною мірою полярності молекули є величина дипольного моменту μ .

$$\mu = q \cdot l \text{ [Кл} \cdot \text{м]}$$

де μ – дипольний момент, l – довжина диполу, q – величина зарядів. Його величина дає змогу оцінити розподіл електронної густини в молекулах та виявити її залежність від характеру окремих замісників.

Електричним диполем називають частинку з двома різнойменними зарядами однакової величини, або полюсами ($+q$ і $-q$), які розміщені на відстані, рівній довжині диполя (l).

Диполь є електронейтральним, але завдяки відстані між зарядами створює власне електричне поле. Тому на нього впливають зовнішні поля. Поведінка диполя в зовнішньому полі визначається дипольним моментом μ .

8.7. Полярність молекул. Діелектрична проникність.

При утворенні хімічних зв'язків у більшості випадків відбувається зміщення електронної густини між атомами. Утворюються центри позитивних та негативних зарядів у молекулі. Це є причиною поділу молекул на полярні та неполярні. Якщо центри позитивних та негативних зарядів співпадають, то молекула неполярна. До таких молекул належать молекули типу E_2 , а також молекули високосиметричної будови, наприклад CO_2 , CH_4 . Якщо ж центри зарядів не співпадають, молекула полярна. Відстань між центрами зарядів є довжиною диполя.

Полярність молекул корелює з таким показником як діелектрична проникність. Її позначають грецькою літерою ϵ (епсilon).

Діелектрична проникність показує, у скільки разів сила взаємодії зарядів у певному середовищі слабкіша за їх взаємодію у вакуумі. Ця величина впливає на процеси електролітичної дисоціації у розчинах. Одним з найбільш полярних розчинників є вода:

$$\begin{aligned}\epsilon(H_2O) &= 80, \\ \epsilon(\text{гліцерин}) &= 43, \\ \epsilon(C_2H_5OH) &= 26,8, \\ \epsilon(\text{гас}) &= 2.\end{aligned}$$

Порівняння діелектричної проникності розчинників підтверджує більшу йонізуючу дію води на розчинені речовини (електроліти) у порівнянні з іншими розчинниками.

8.8. Два механізми утворення ковалентного зв'язку.

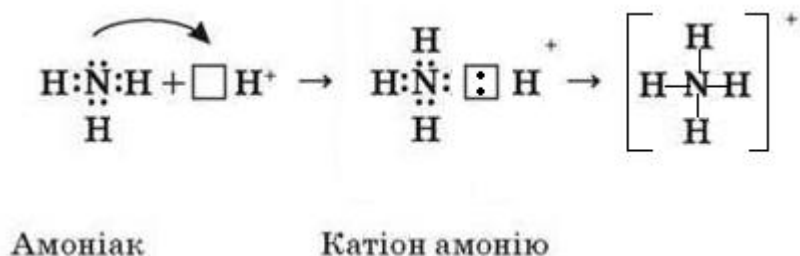
Ковалентний зв'язок може утворюватися за двома механізмами:

1. Обмінний – кожен атом постачає один або кілька неспарених електронів на утворення однієї або кількох спільних електронних пар:



2. Донорно-акцепторний – атом (донор) постачає іншому атому «неподілену» електронну пару, а другий атом (акцептор) надає для неї вільну орбіталь.

❖ Приклад:



Всі чотири зв'язки в йоні амонію рівноцінні, хоча три із них утворені за обмінним механізмом, а четвертий – за донорно-акцепторним. Зауважимо, що в йоні амонію атом Нітрогену є чотиривалентним, а ступінь окиснення елемента становить –3.

Донорно-акцепторний механізм найчастіше реалізується при утворенні комплексних сполук, в яких акцепторами є катіони металічних елементів (зазвичай d-елементів) із вакантними орбіталями.

Особливості ковалентного зв'язку:

- насиченість та напрямленість;
- поляризованість;
- гібридизація орбіталей.

8.9. Насичуваність та напрямленість ковалентного зв'язку.

Насичуваність зв'язку означає, що атом може утворити лише певну кількість ковалентних зв'язків. Вона обмежується кількістю електронних орбіталей, наявних на валентному рівні. Насиченість (насичуваність) показує, що атом утворює не будь-яке, а обмежене число зв'язків – не більше, ніж орбіталей у валентному шарі.

Ковалентний зв'язок між атомами утворюється завдяки перекриванню s-, p-, d- та f-орбіталей. Оскільки орбіталі мають різну форму і орієнтацію в просторі (рис. 7.3), то їхнє взаємне перекривання може здійснюватися різними способами. Зважаючи на це, розрізняють σ- (сигма), π- (пі) та δ- (дельта) зв'язки (рис. 8.1).

В залежності від того, які орбіталі перекриваються та яким чином вони розташовані у просторі утворюються різні типи ковалентного зв'язку.

σ-Зв'язок вирізняється тим, що область перекривання орбіталей розташована на лінії, яка з'єднує центри двох атомів. σ-Зв'язок може утворюватися за рахунок двох s-електронів, одного s- і одного p-електрона, двох p-електронів, двох d-електронів. Він завжди ординарний, тобто реалізується однією електронною парою. σ-Зв'язки мають найбільшу область перекривання орбіталей, а тому й найбільшу міцність.

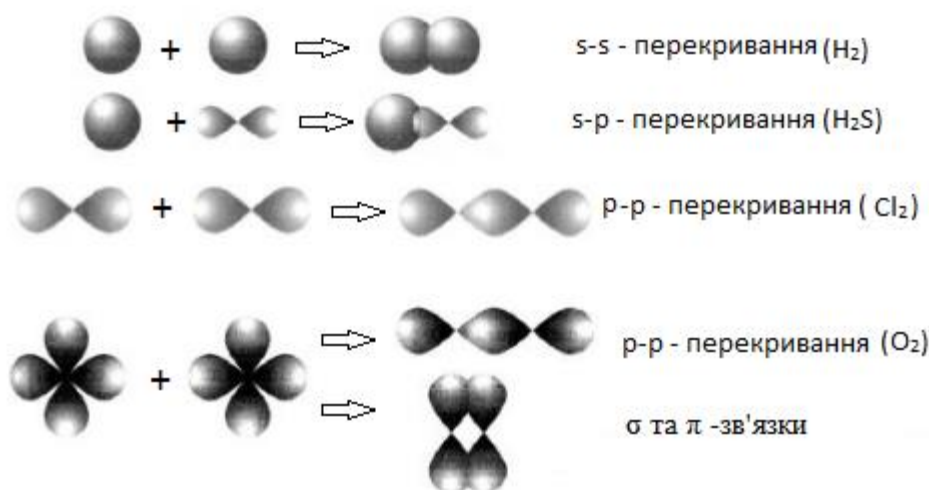


Рис. 8.1. Схеми перекривання електронних орбіталей

π-Зв'язок реалізується за рахунок перекривання орбіталей з двох сторін від лінії, яка з'єднує ядра атомів. Він утворюється за участю електронів, розміщених у p-, d- і f-орбіталях. Два таких зв'язки (крім одного σ-зв'язку) є, наприклад, у молекулі азоту (рис. 8.2). Тому ця молекула дуже стійка, а сам газ є хімічно пасивним.

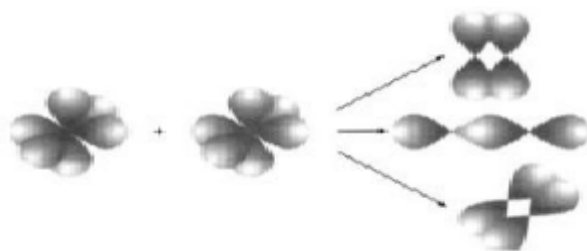


Рис. 8.2. Молекула азоту. Один σ-зв'язок та два π-зв'язки (енергія зв'язку $E = 945,6$ кДж/моль, довжина зв'язку $l = 0,109$ нм).

δ-Зв'язок реалізується завдяки перекриванню усіх чотирьох пелюсток d-орбіталей, розміщених у паралельних площинах.

В області перекривання орбіталей питома напруга електричного поля більша, ніж на периферії, і вона притягує ядра атомів, які утворюють зв'язок

Напрявленість ковалентного зв'язку.

Напрявленість – це певне розташування у просторі перекривання областей атомних орбіталей, які утворюють хімічні зв'язки. Власне, області перекривання атомних орбіталей *є хімічними зв'язками*.

p-, d- та f-орбіталі мають різні форми та певні орієнтації в просторі. Тому зв'язок, який утворюється за участю електронів у цих орбіталях, має **напрявленість**.

Уявлення про спрявленість ковалентного зв'язку дає змогу пояснити просторову будову багатоатомних молекул. Наприклад, під час утворення молекули води, орбіталі двох неспарених 2p-електронів атома Оксигену перекриваються із 1s-орбіталями двох атомів Гідрогену. Оскільки p-орбіталі Оксигену орієнтовані у взаємно перпендикулярних напрямках, то кут між зв'язками O—H у молекулі води повинен становити 90° (насправді він дорівнює 104,5°).

8.10. Гібридизація орбіталей

Для пояснення особливостей утворення зв'язків було висунуто гіпотезу про гібридизацію орбіталей.

Гібридизація – це зміна форми, орієнтації орбіталей та енергії електронів, що в них перебувають, під час утворення ковалентного зв'язку.

Гіпотезу про гібридизацію орбіталей уперше підтвердили визначенням енергій зв'язків між атомами в молекулі метану CH₄. У процесі гібридизації беруть участь одна s-орбіталь і три p-орбіталі атома Карбону. Із них утворюються чотири однакових орбіталі. Їх називають sp³-орбіталями. Гібридизована орбіталь є витягнутою в напрямку від ядра (рис. 8.3). Основною причиною гібридизації атомних орбіталей є утворення більш міцних зв'язків, так: sp³-орбіталь

(C) при перекриванні з s-орбітальною атома Гідрогену (H) спричиняє утворення більш міцного зв'язку, ніж негібридизована p-орбіталь.

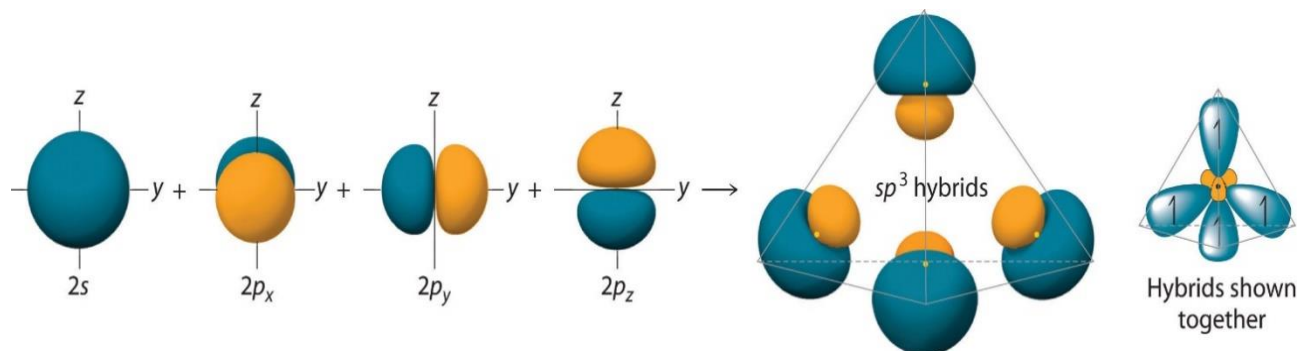


Рис.8.3. Утворення sp^3 -орбіталі

([https://chem.libretexts.org/Courses/Mount_Royal_University/Chem_1201/Unit_4%3A_Chemical_Bonding_II - Advanced Bonding Theories/4.05%3A_Hybrid Orbitals](https://chem.libretexts.org/Courses/Mount_Royal_University/Chem_1201/Unit_4%3A_Chemical_Bonding_II_-_Advanced_Bonding_Theories/4.05%3A_Hybrid_Orbitals))

У гібридизації можуть брати участь s-, p-, d-орбіталі; при цьому участь s-орбіталі є обов'язковою (рис. 8.4). Її внесок у гібридизацію найбільш істотний.

Змінена форма орбіталі не дає можливості атомам утворювати π -зв'язки. Їх утворюють лише електрони, які перебувають у негібридизованих p-орбіталах.

8.11. *Залежність геометричної конфігурації молекул від гібридизації орбіталей.*

Найбільш важливими параметрами ковалентного зв'язку є відстані між атомами в молекулі, валентні кути, енергія зв'язку та його полярність чи неполярність.

Довжину зв'язків можна оцінити, виходячи з атомних радіусів або використовуючи молярний об'єм речовини та число Авогадро. Існує ряд спектральних методів визначення довжини зв'язку. Знайдено, що довжина зв'язку в молекулі H_2

$$l(H-H) = 0,74 \text{ \AA} = 0,074 \text{ нм.}$$

У молекулах аліфатичних вуглеводнів довжина зв'язку C—C перебуває в інтервалі від 0,154 до 0,158 нм (1 нм = 10 $\text{\AA}$).

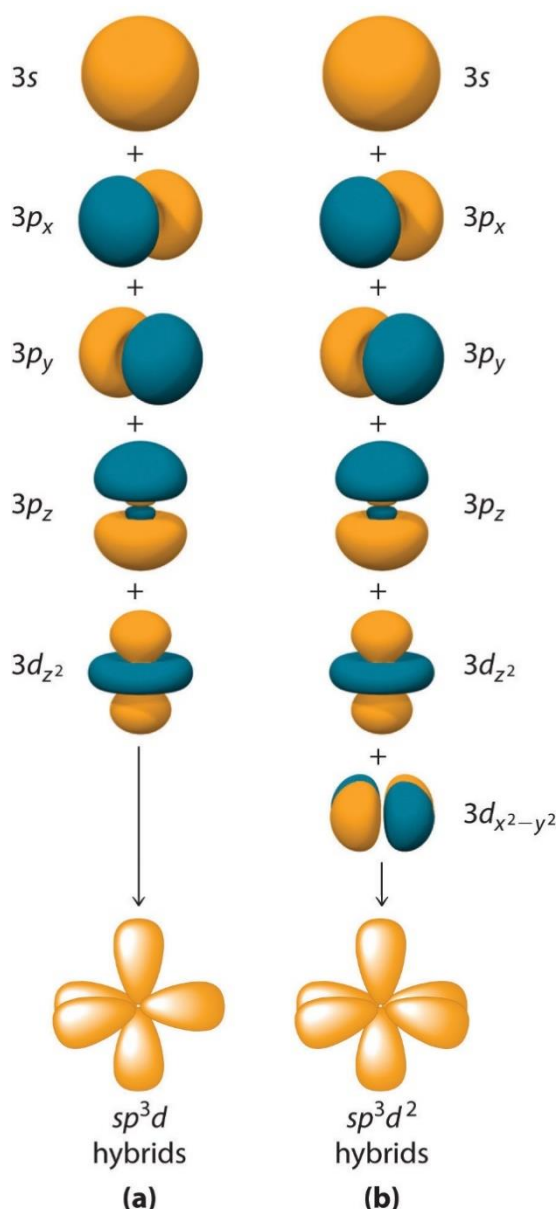


Рис. 8.4. Утворення sp^3d - та sp^3d^2 -орбіталей

(https://chem.libretexts.org/Courses/Mount_Royal_University/Chem_1201/Unit_4%3A_Chemical_Bonding_II_-_Advanced_Bonding_Theories/4.06%3A_Hybridization_using_d_Orbitals)

Важливою особливістю ковалентного зв'язку є його напрямленість. Вона зумовлена певною орієнтацією атомних орбіталей (АО), які перекриваються. Це – результат досягнення рівноваги між силами тяжіння та відштовхування атомних орбіталей при утворенні молекули.

8.11. *Залежність геометричної конфігурації молекул від гібридизації орбіталей.*

Характер гібридизації атомних орбіталей та їх просторове розміщення визначають геометричну конфігурацію молекул.

Наприклад, одна s-орбіталь та одна p-орбіталь перетворюються на дві sp-орбіталі; вони розміщені під кутом 180°

❖ *Приклад* – лінійні молекули BeCl_2 , CO_2 та ін.

Якщо в гібридизації бере участь одна s- та дві p-орбіталі, то утворюються три sp^2 -орбіталі, розміщені під кутом 120°

❖ *Приклад* – молекули BCl_3 , SO_2 , O_3 мають форму трикутника.

Комбінація однієї s-орбіталі та трьох p-орбіталей призводить до утворення чотирьох sp^3 -орбіталей. Вони спрямовані до вершин тетраедра під кутами $109^\circ 28'$

❖ *Приклад* – тетраедричні молекули CH_4 , CCl_4 , йони NH_4^+ , BH_4^-

8.12. Нелокалізований π -зв'язок

У деяких випадках реалізується «нелокалізований» π -зв'язок, коли він утворюється більш ніж між двома атомами.

Розглянемо будову карбонат-іону. В ньому атом Карбону за рахунок електронів у трьох sp^2 -орбіталях утворює три σ -зв'язки. Четвертий p-електрон утворює π -зв'язок.

Будову такого йона зображують схемою рис. 8.5.

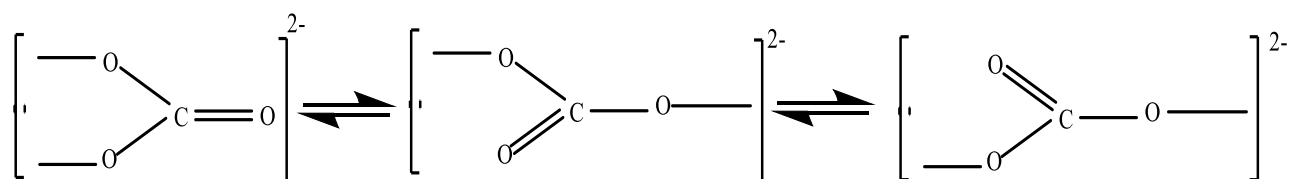


Рис. 8.5. Схема будови карбонат-йону

Недолік цих зображень – локалізація π -зв'язку. Щоб його усунути, π -зв'язок «розподіляють» між усіма атомами Оксигену рис. 8.6:

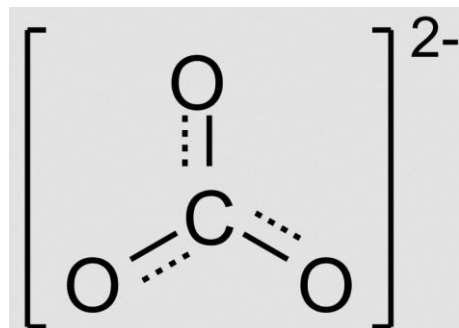


Рис. 8.6. Нелокалізований π -зв'язок в карбонат-іоні

В цій схемі спільні електронні пари належать усім чотирьом атомам йона CO_3^{2-} . Порядок кожного ковалентного зв'язку дорівнює $4/3$. Його довжина є проміжною між ординарним зв'язком ($0,143 \text{ нм}$) та

подвійним (0,122 нм) і становить 0,129 нм. Такий метод інтерпретації будови частинок називають методом накладання валентних схем або методом резонансу.

8.13. *Два методи інтерпретації ковалентного зв'язку: метод валентних зв'язків (ВЗ) та метод молекулярних орбіталей (МО). Основні положення методу валентних зв'язків*

Існує два методи інтерпретації ковалентного зв'язку – метод валентних зв'язків (ВЗ) та метод молекулярних орбіталей (МО). Метод валентних зв'язків був розроблений раніше. В його основі – уявлення про те, що під час утворення хімічного зв'язку відбуваються зміни лише зовнішніх (валентних) енергетичних рівнів, а внутрішні рівні не змінюються. Зв'язок утворюється завдяки формуванню між атомами спільних пар електронів.

Метод валентних зв'язків називають ще методом локалізованих електронних пар, тобто наголошують, що зв'язок є двоцентровим, і область перекривання атомних орбіталей розміщена між атомами. Згідно з методом молекулярних орбіталей, зв'язок може бути багатоцентровим (цей метод пояснює існування металічного зв'язку).

Ковалентний зв'язок утворюється лише тоді, коли при наближенні двох або декількох атомів та їх сполученні, повна енергія нової системи зменшується. Отже, частина енергії, яку мали атоми до об'єднання, виділяється. Всі типи хімічного зв'язку приводять до такого ефекту. Але кожний тип зв'язку має свої особливості, які обумовлюють появу нових властивостей у частинок і речовин.

Першою теорією хімічного зв'язку була теорія Льюїса, яка передбачала виникнення спільних для двох атомів електронних пар. Це положення є основою теорії валентних зв'язків.

Основні положення методу валентних зв'язків:

- ковалентний зв'язок утворює пара електронів з антипаралельними спінами, які належать різним атомам. Ковалентний зв'язок локалізований між двома атомами, тому він двоцентровий та двоелектронний;

- ковалентний зв'язок виникає внаслідок перекриття атомних електронних орбіталей. В місті перекриття густина заряду –

максимальна. Саме тому сили притягання між ядрами та електронами атомів зростають. Це викликає зменшення потенційної енергії системи і утворення хімічного зв'язка.

-ковалентний зв'язок виникає в напрямку перекриття електронних орбіталей таким чином, щоб перекриття орбіталей було максимальним.

8.14. Основні положення методу молекулярних орбіталей.

У методі молекулярних орбіталей виходять із того, що при утворенні хімічного зв'язку електрони із атомних орбіталей переходять у спільні молекулярні орбіталі.

Метод МО розроблений американцем Маллікеном у 1928 р. Він ґрунтується на уявленні про делокалізацію електронної густини по всій молекулі. Цей метод поширює квантово-механічні властивості атома на всю молекулу, яка являє єдину систему із атомних ядер та електронів.

Метод МО виник як доповнення до методу ВЗ; більшість уявлень про хімічний зв'язок базується на методі валентних зв'язків. Але метод МО пояснює такі експериментальні факти:

1. Можливість утворення хімічного зв'язку за наявності одного спільного електрона (існування йона H_2^+);
2. Існування молекул з непарною кількістю електронів (приклад – NO);
3. Існування металічного зв'язку;
4. Парамагнітні властивості рідкого та твердого кисню.

Згідно з методом МО, дві атомні орбіталі під час сполучення атомів утворюють дві протилежні за природою молекулярні орбіталі:

- 1) зв'язуючу – коли електронна густина між ядрами атомів більша, ніж на периферії орбіталі;
- 2) антизв'язуючу (розрихляючу, розпушуючу) – коли електронна густина між ядрами зменшується до нуля.

Електрони у зв'язуючій орбіталі притягують ядра атомів, а в антизв'язуючій орбіталі відштовхують їх з такою ж силою.

Якщо за методом ВЗ в орбіталі мають бути два електрони (спільна електронна пара), то за методом МО навіть один електрон може утворювати зв'язок між атомами.

❖ Приклад H_2^+ , $E(\text{зв.}) = 277 \text{ кДж/моль}$.

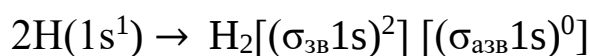
8.15. Типи орбіталей у методі МО. Порядок зв'язку.

Якщо атомні орбіталі одноцентрові, то молекулярні орбіталі багатоцентрові і за формою складніші за атомні. Для їх описання застосовують спрощену схему ЛКАО (лінійна комбінація атомних орбіталей). При цьому атомні орбіталі, які утворюють молекулярні орбіталі, повинні мати близькі значення енергії і однакову симетрію відносно напрямку зв'язку в молекулі.

Якщо область перекривання атомних орбіталей міститься на лінії зв'язку, то утворені молекулярні орбіталі позначають σ -МО. Якщо ділянки перекривання атомних орбіталей знаходяться над і під лінією зв'язку – це π -МО.

Утворення молекулярних орбіталей з атомних орбіталей зображають у вигляді енергетичних діаграм. Заповнення молекулярних орбіталей електронами відбувається в порядку збільшення енергії електронів в орбіталах. Якщо електрони мають однакову енергію, то заповнення ними орбіталей відбувається за правилом Гунда (тобто спочатку – по одному електрону в кожен орбіталь) (рис. 8.7, 8.8).

Атоми елементів першого періоду мають лише $1s$ -орбіталі. У разі контакту двох атомів утворюються дві молекулярні орбіталі – одна зв'язуюча – $\sigma_{\text{зв}}1s$ (ЗМО), друга антизв'язуюча – $\sigma_{\text{азв}}1s$ (АМО). Енергія електронів у зв'язуючій орбіталі менша за енергію в антизв'язуючій орбіталі. При утворенні молекули H_2 із двох атомів, в яких атомна орбіталь містить один електрон, утворюються дві молекулярні орбіталі – зв'язуюча з двома s -електронами і одна антизв'язуюча без електронів:



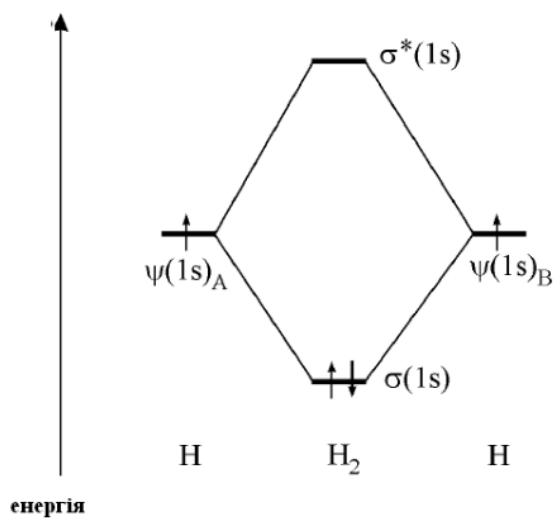


Рис. 8.7. Енергетична діаграма молекули водню H_2

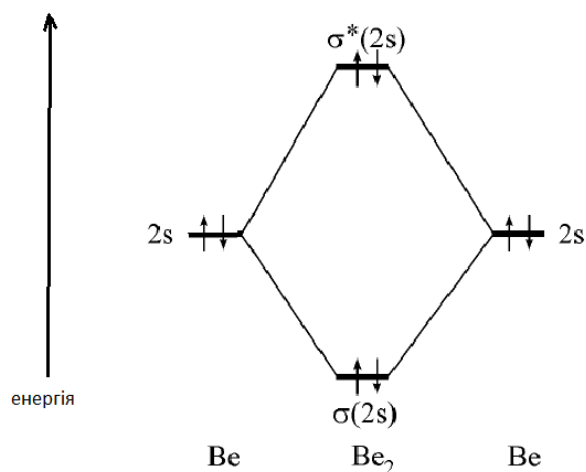
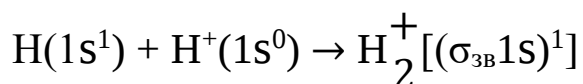


Рис. 8.8 Енергетична діаграма молекули берилію Be_2

Метод молекулярних орбіталей пояснює можливість утворення йону H_2^+ , тобто хімічного зв'язку, який утворений не парою електронів (що обов'язково передбачає метод валентних зв'язків), а одним електроном:



атом йон молекулярний йон

Такий процес супроводжується значним виділенням енергії — 259 кДж/моль.

Якщо утворюється молекула водню H_2 , то $\sigma_{\text{зв}}1s$ -орбіталь займають два електрона з протилежними спінами. Енергія зв'язку в молекулі H_2 (435 кДж/моль) більша, ніж у йоні H_2^+ (259 кДж/моль).

Вилучення електрона зі зв'язуючої орбіталі, згідно з методом молекулярних орбіталей, призводить до зменшення енергії зв'язку, а його надходження – до підвищення енергії.

Метод молекулярних орбіталей замість поняття «валентність» використовує поняття «порядок зв'язку». Для його визначення треба розрахувати різницю кількості електронів на зв'язуючих і антизв'язуючих орбіталях і поділити на 2.

Порядок зв'язку може співпадати зі значенням валентності або дорівнювати дробовому числу.

❖ *Приклади:*

$$\text{для } \text{H}_2^+ \quad [(\sigma_{\text{зв}}1s)^1] \quad \text{порядок зв'язку} = \frac{1}{2} = 0,5;$$

$$\text{для } \text{H}_2 \quad [(\sigma_{\text{зв}}1s)^2] \quad \text{порядок зв'язку} = \frac{2}{2} = 1;$$

$$\text{для } \text{He}_2 \quad [(\sigma_{\text{зв}}1s)^2 (\sigma_{\text{азв}}1s)^2] \quad \text{порядок зв'язку} = \frac{2-2}{2} = 0.$$

Останній результат свідчить про те, що молекул He_2 не існує.

8.16. Порівняння методів ВЗ і МО.

Метод валентних зв'язків ВЗ ще називають методом локалізованих електронних пар. Обидва методи – ВЗ і МО – є наближеними; кожен має свої переваги і недоліки. Ці методи передбачають взаємодію електронів з протилежними спінами, концентрування електронної густини між ядрами атомів, перекривання атомних орбіталей, їх гібридизацію.

Спільні риси методів поширюються лише на двоцентрові зв'язки. Метод валентних зв'язків не може пояснити багатоцентрових зв'язків.

За методом ВЗ атоми в молекулі зберігають свою індивідуальність і валентність. Метод МО надає більше можливостей для врахування квантово-механічної природи електронів. Він пояснює магнітні властивості молекул існуванням одноелектронних молекулярних орбіталей. Однак через відсутність наочних схем метод

МО програє методу ВЗ. В цілому обидва методи доповнюють один одного.

8.17. Йонний зв'язок.

При взаємодії двох атомів, у яких різниця в значеннях електронегативності більше 1, електрон може повністю перейти до більш електронегативного атома. Так утворюються йони – позитивний і негативний.

Йонний зв'язок виникає внаслідок електростатичної взаємодії між протилежно зарядженими йонами згідно із законом Кулона.

На наш погляд, неправильним є уявлення, що спочатку утворюються йони, а потім між ними виникає **йонний зв'язок**. Причиною йонного характеру зв'язку є саме різниця електронегативності χ атомів. Відомим є положення, що чисто йонних зв'язків не існує. Навіть у цезій фториді CsF йонність зв'язку не перевищує 95 %. Це означає, що ефективний заряд на атомах цих елементів не дорівнює +1 і -1.

Один із законів діалектики стверджує, що зростання кількості обов'язково породжує нову якість. Ковалентному зв'язку притаманна насичуваність і напрямленість. При зростанні $\Delta\chi$ різниці електронегативності атомів, між якими утворюється зв'язок, зростає йонність зв'язку. Коли її значення перевищує 80 %, виникає нова якість зв'язку – він стає ненасиченим та ненапрямленим.

Уявімо фрагмент кристалічних ґраток NaCl (рис. 8.9). Центральний йон Натрію, як і інші такі самі йони, бере участь у шістьох рівноцінних зв'язках $\text{Na}^+ - \text{Cl}^-$ (це ненасиченість зв'язку).

Йонна ґратка натрій хлориду має послідовне чередування йонів Натрію та Хлору. Тому кожен йон Натрію оточений шістьма йонами Хлору. Енергія цих зв'язків однакова. Отже, атом Натрію віддає на утворення зв'язку один електрон, а утворюються шість зв'язків між протилежно зарядженими йонами. У цьому полягає ненасиченість йонного зв'язку.

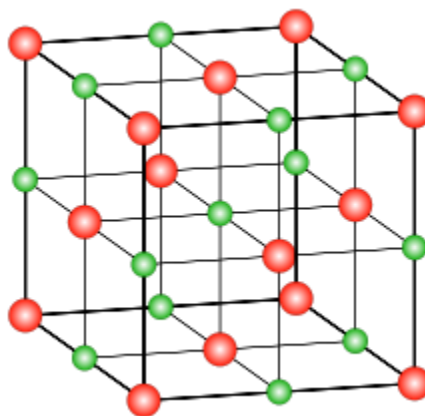


Рис. 8.9. Схема йонних кристалічних ґраток NaCl

Ненапрямленість йонного зв'язку пояснюється тим, що кожен йон генерує навколо себе електричне поле сферичної симетрії; всі зв'язки, які він утворює, рівноцінні.

Щодо речовин із йонними кристалічними ґратками уявлення про молекули некоректні, тому для них використовують замість поняття «молекулярна формула» поняття «формульна одиниця» (для натрій хлориду це – NaCl).

8.18. Водневий зв'язок

Атом Гідрогену може утворювати не лише ковалентний зв'язок. Сполучений цим зв'язком з іншим значно електронегативнішим атомом, він здатний взаємодіяти зі ще одним атомом, у якого є неподілені електронні пари – атомом Оксигену, Нітрогену, Флуору та деякими іншими. Маючи завдяки полярному ковалентному зв'язку невеликий позитивний заряд, атом Гідрогену притягується до неподіленої електронної пари іншого атома (рис. 8.10). Відповідний хімічний зв'язок називають **водневим**.

Водневі зв'язки обумовлюють структуру води, білків; вони існують у кислотах, спиртах. Велику роль відіграє водневий зв'язок у біологічних процесах. За своєю енергією (80-150 кДж/моль) цей зв'язок є проміжним між ковалентним або йонним зв'язком та міжмолекулярною взаємодією. Внаслідок невеликої міцності водневі зв'язки легко руйнуються за звичайної температури, але й утворюються за цих умов. Сукупність водневих зв'язків обумовлюють існування рідкої та твердої води (льоду).

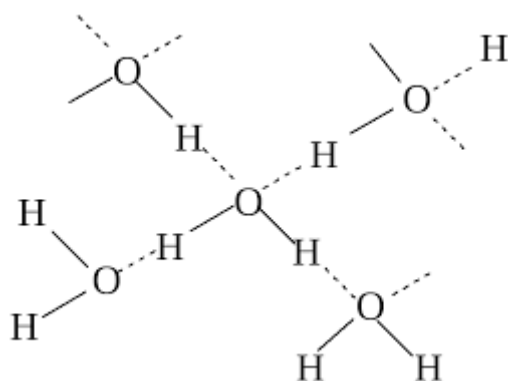


Рис. 8.10. Водневий зв'язок у воді

8.19. Металічний зв'язок: провідники, напівпровідники та діелектрики

Для металів характерні такі фізичні властивості як значна теплопровідність, електропровідність. За звичайних умов всі метали (за винятком ртуті) є твердими речовинами. У вузлах кристалічних ґраток металів перебувають позитивно заряджені йони, а між ними рухаються валентні електрони (так званий електронний газ). Це спрощене трактування металічного зв'язку (Рис.8.11).

Найбільш імовірно, що сили взаємодії, які існують в металах, мають складну природу. Їх можна вважати сукупністю ковалентних зв'язків між атомами, які миттєво утворюються із йонів, та сил кулонівської взаємодії між йонами та «вільними» електронами. Відношення цих складових різне у різних металів. Вираз «вільні електрони» означає здатність цих частинок легко переміщуватись під впливом температури, різниці потенціалів. Але вони беруть участь у взаємодії з позитивними йонами, наявними в металі.

Металічний зв'язок, на відміну від ковалентного, є поліцентричним із відсутньою локалізацією перекривання орбіталей. У металі виникає велика кількість багатоцентрових орбіталей з малим числом електронів в них. Висока теплопровідність металів пояснюється здатністю «вільних» електронів переносити кінетичну енергію. Металічний блиск зумовлений властивістю електронного газу відбивати світлові хвилі.

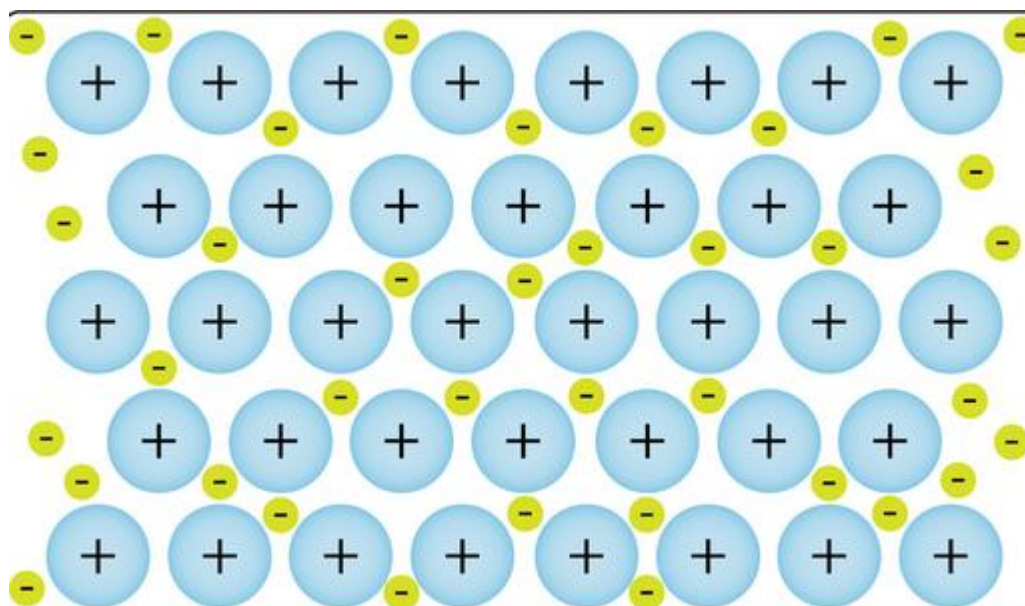


Рис. 8.11. Металічний зв'язок (катіони, «вільні» електрони)

З позицій квантової механіки в металах утворюється зона поліцентричного перекривання атомних орбіталей, що супроводжується її розщепленням. При цьому різниця енергій підрівнів у зоні перекривання зменшується порівняно з такою різницею в окремих атомах. В утвореній зоні виокремлюють валентну зону та зону провідності.

Важливим етапом розвитку будови металів стала зонна теорія. При зближенні атомів металів їхні вузькі енергетичні рівні розщеплюються з утворенням енергетичних зон, в яких різниця в енергіях електронів надзвичайно мала. Подібно до ізолюваного атома, де є дозволені і заборонені рівні енергії, в кристалі теж існують зони дозволених та заборонених енергій. Частково заповнену валентними електронами зону називають валентною, а вільну зону над нею – зоною провідності. Енергетичний проміжок між ними – заборонена зона (її позначають ΔE_z).

Метали мають величезну кількість атомів, що щільно прилягають один до одного. Кожен атом має свої електронні оболонки. Коли ці атоми зближуються, їхні електронні орбіталі перекриваються, що призводить до явища, коли електрони більше не належать лише одному атому і можуть вільно переміщуватись по всьому кристалу метала. Така зона називається зоною поліцентричного перекривання.

Під час перекривання атомних орбіталей, енергетичні рівні електронів, що були дискретними (мали певні значення енергії), розщеплюються на цілі зони (смуги) дозволених енергій, тому що під час взаємодії атомів, електрони займають нові енергетичні стани.

Згідно із зонною теорією, електрична провідність кристала обумовлена міграцією електронів із валентної зони в зону провідності. В залежності від заповнення валентної зони та ширини забороненої зони тверді речовини поділяють на провідники, напівпровідники та діелектрики (Рис.8.12).

Висока електропровідність металів пояснюється практичною відсутністю забороненої зони, тобто валентна зона частково або повністю перекривається зоною провідності. Так як електрони в зоні провідності можуть вільно переміщуватись, метали добре проводять електричний струм.

Зонна будова металів пояснює такі властивості металів, як металевий блиск та пластичність металів. Металевий блиск зумовлений тим, що вільні електрони в металах здатні поглинати та випромінювати світло в широкому діапазоні частот. Пластичність – вільні електрони діють як «електронний клей», що утримує йони металу разом але дозволяє їм зміщуватись один відносно іншого.

Для металів різниця енергій валентної зони та зони провідності дуже мала. Вплив на метали температури або електричного поля призводить до переходу електронів з валентної зони в зону провідності, де вони вільно рухаються.

Утворення зон поліцентричного перекривання атомних орбіталей та їхнє розщеплення – це фундаментальне явище, що пояснює унікальні властивості металів і є наслідком квантової природи електронів.

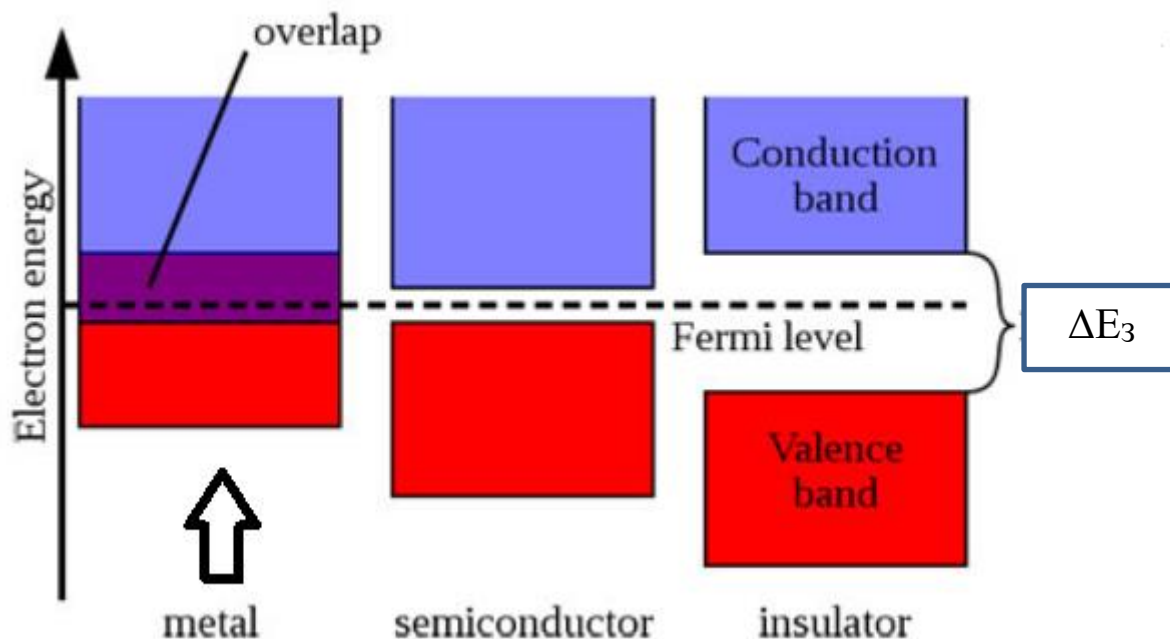


Рис. 8.12. Схема зонної структури металів, напівпровідників та ізоляторів

https://chem.libretexts.org/Ancillary_Materials/Worksheets/Worksheets%3A_Inorganic_Chemistry/Structure_and_Reactivity_in_Organic_Biological_and_Inorganic_Chemistry/Chem_125/Worksheets/23%3A_Band_Theory

У діелектриків валентна зона заповнена, а ширина забороненої зони достатньо велика. Тому при сильному нагріванні перехід електронів у зону провідності неможливий. До діелектриків належать тверді речовини з ковалентним або йонним типом зв'язку.

❖ Приклад, алмаз ($\Delta E_3 = 5,1 \text{ eV}$), кварц ($\Delta E_3 = 5,2 \text{ eV}$), NaCl ($\Delta E_3 = 7 \text{ eV}$).

Проміжне значення ΔE_3 (0,1-4 eV) характерне для напівпровідників. Їх електропровідність за звичайних умов невелика, а при підвищенні температури збільшується. Приклади таких речовин: Ge ($\Delta E_3 = 0,66 \text{ eV}$), Si ($\Delta E_3 = 1,12 \text{ eV}$), а також селен, телур та їх деякі сполуки.

Основною особливістю кристалів є анізотропія або векторність властивостей – залежність деяких властивостей (міцність на розрив, стискуваність, теплопровідність) від напрямку дії сил в кристалі.

У речовин, які називають напівпровідниками, енергетична різниця між валентною зоною та зоною провідності значно більша, і для збудження електронів потрібні більш висока температура і більша

напруга електричного поля. Тому провідність цих речовин істотно залежить від цих чинників.

Діелектрики – речовини, для яких підвищення температури та напруги електричного поля не спричиняє навіть виникнення електропровідності та може лише привести до розкладу речовин. Причина цього – занадто велика різниця енергії валентної зони та зони провідності.

8.20. Міжмолекулярна взаємодія.

Водневий зв'язок є слабким і межує з фізичною взаємодією частинок (наприклад, ван-дер-ваальсовою взаємодією). Іноді розрізнити «фізичний» та хімічний зв'язок майже неможливо.

Те, що речовини існують в різних агрегатних станах, свідчить про існування сил притягнення між незарядженими частинками (молекулами, атомами), що не вкладається в уявлення про валентність. Дія таких сил пояснює:

1. процес переходу з газоподібного стану в рідкий або одразу в твердий (CO_2 , I_2);
2. відмінність ідеального газу від реального (сили взаємодії частинок між собою першим врахував у рівнянні стану газів Ван дер Ваальс);
3. конденсація інертних газів, які завдяки будові електронної оболонки не утворюють валентних зв'язків;
4. явище Джоуля-Томсона (охолодження газу при його адіабатному проникненні крізь перетинку з порами) вказує, що при розширенні долаються сили притягнення;
5. процеси каталізу, розчинення, сольватації, адсорбції, сублімації.

Між молекулами може відбуватися як електростатична, так і донорно-акцепторна взаємодія. Сили електростатичної міжмолекулярної взаємодії, виникнення яких не супроводжується передачею атомами електронів, називаються ван-дер-ваальсовими силами.

Ван-дер-ваальсові або міжчастинкові сили – це взаємодія електронів та ядер частинок різних типів. Ці сили відрізняються

універсальністю, бо вони діють між усіма атомами та молекулами без винятку. Міжчастинкові сили, на відміну від хімічних зв'язків, виявляються на значно більших відстанях, характеризуються малою енергією, відсутністю напрямленості та насичуваності. Крім того, відштовхування частинок спадає швидше, ніж виникає тяжіння. Ван-дер-ваальсові сили зростають із збільшенням кількості електронів у частинці. Оскільки вони діють між частинками, які «використали» свою валентність, їх називають залишковими силами.

Ван-дер-ваальсові сили дуже слабкі. Наприклад, якщо енергія дисоціації молекул Cl_2 на атоми становить 234 кДж/моль, то енергія сублімації кристалів Cl_2 хлору – лише 25 кДж/моль. Крім цього, слабкою взаємодією між молекулами зумовлені низькі температури плавлення, невелика твердість, мала густина, часом – леткість речовин молекулярної будови.

Мінімальну твердість та найнижчу температуру плавлення мають інертні гази у твердому стані.

Коли речовина перебуває в газоподібному стані, то молекули, що її утворюють, хаотично рухаються і більшість часу перебувають на великих відстанях одна від одної. Тому сили взаємодії між ними надзвичайно малі. В конденсованому стані – рідкому або твердому – відстані між частинками речовини малі, сили взаємодії між ними значні. Вони мають електростатичну природу та утримують частинки одну біля одної.

Електростатичну (Кулонівську) взаємодію між молекулами поділяють на:

- орієнтаційну,
- індукційну,
- дисперсійну.

Орієнтаційна, або диполь-дипольна взаємодія виникає між полярними молекулами. Якщо речовина складається з полярних молекул, наприклад H_2O , HCl , то в конденсованому стані молекули орієнтуються своїми різнойменно полюсами притягуються до зрівноважування сил притягання та відштовхування. Чим більш

полярні молекули, тим сильніше вони притягуються, (тим сильніша орієнтаційна взаємодія) (рис. 8.13, а).

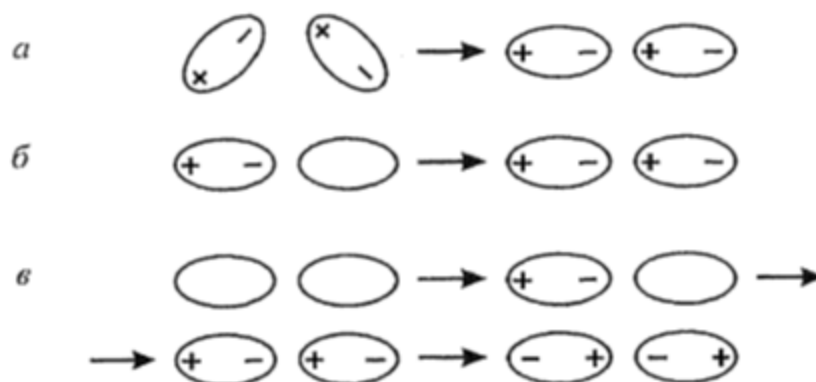


Рис. 8.13. – Міжмолекулярна взаємодія (а – орієнтаційна; б – індукційна; в – дисперсійна)

Індукційна взаємодія молекул зумовлена взаємодією їх індукованих диполів. У речовин із неполярними молекулами (наприклад CO_2) можуть виникати диполі під дією полярних молекул (наприклад H_2O). Полярні молекули спричиняють поляризацію неполярних молекул, тобто індукують диполі (рис. 8.13, б). Виникає взаємодія між диполем полярної молекули та щойно індукованим диполем неполярної молекули. Поляризованість неполярної молекули залежить від величини дипольного моменту полярної молекули і не залежить від температури.

Дисперсійна взаємодія виникає між двома неполярними молекулами за рахунок їх миттєвих мікродиполів (рис. 8.13, в). Появу таких диполів спричиняють рух електронів в атомах та молекулах, а також коливання ядер. Мікродиполі миттєво виникають та зникають.

Сили міжмолекулярної взаємодії слабкі, і тому при низьких температурах такі речовини переходять в газоподібний стан. У разі контакту молекул певною мірою проявляються всі три види міжмолекулярної взаємодії.

8.21. Будова кристалів. Типи кристалічних ґраток.

Тверді речовини існують у кристалічному та аморфному станах. Кристал – це симетрична частинка із плоскими гранями і прямими ребрами.

Моделлю будови кристала є кристалічні ґратки. Виділяють чотири їх типи.

Молекулярні кристалічні ґратки. У вузлах ґраток цього типу містяться молекули. Вони утримуються між собою слабкими ван-дер-ваальсовими силами. Будова твердої молекулярної речовини не є міцною і легко руйнується під дією зовнішніх сил, наприклад, температури. У твердих речовинах молекули зберігають свої властивості.

Йонні кристалічні ґратки. Кристали із цими кристалічними ґратками складаються з протилежно заряджених йонів (рис. 8.7). Кулонівські сили взаємодії між йонами обумовлюють міцність йонних кристалів і високі температури плавлення таких речовин. Йонні кристалічні ґратки мають всі солі, деякі оксиди та гідроксиди.

Основна відмінність йонних речовин – в них повністю нівелюється поняття молекули, як найменшої частинки речовини, що має її хімічні властивості. При плавленні або розчиненні речовини йонної будови завжди утворюються **йони**, а не молекули.

Атомні кристалічні ґратки. У вузлах ґраток цього типу перебувають електронейтральні атоми, сполучені міцними ковалентними зв'язками. Це зумовлює дуже високі температури плавлення і надзвичайну твердість речовин. Одна із речовин такої будови – алмаз.

Металічні кристалічні ґратки. У спрощеному вигляді структуру металів інтерпретують кристалічними ґратками, у вузлах яких розміщені позитивні йони, які зв'язані між собою узагальненими валентними електронами (це електронний газ), а також деяка кількість атомів (рис. 8.11).

ТЕМА 9

РОЗЧИНИ

Питання

- 9.1.** Визначення поняття «розчин». Поширення розчинів у природі та побуті.
- 9.2.** Дисперсні системи. Систематизація дисперсних систем за агрегатним станів компонентів.
- 9.3.** Систематизація дисперсних систем за ступенем дисперсності компонентів.
- 9.4.** Систематизація за природою дисперсійного середовища
- 9.5.** Довільний та точний поділ істинних розчинів за співвідношенням розчинника та розчиненої речовини. Насичені та ненасичені розчини.
- 9.6.** Концентрація, як точне співвідношення між компонентами. Формули для визначення масової, об'ємної та мольної часток. Типи концентрацій.
- 9.7.** Молярна концентрація та молярна концентрація еквівалента.
- 9.8.** Моляльна концентрація.
- 9.9.** Практичне використання різних типів концентрацій.
- 9.10.** Фізична та хімічна теорія розчинів.
- 9.11.** Амфотерність води як основа її універсальності при розчиненні речовин.
- 9.12.** Поділ розчинених речовин на електроліти та неелектроліти. Сильні та слабкі електроліти.
- 9.13.** Особливості розчинів сильних та слабких електролітів. Константа та ступінь дисоціації.
- 9.14.** Дисоціація як розпад молекул під дією сторонніх сил. Термічна, електролітична та фотолітична дисоціація. Механізм електролітичної дисоціації.
- 9.15.** Самодисоціація молекул води.
- 9.16.** Рушійна сила в процесах електролітичної дисоціації. Порівняти електролітичну та термічну дисоціації натрій хлориду.
- 9.17.** Чим пояснити те, що дисоціація відбувається по місцю розміщення у молекулі йонних або сильно полярних ковалентних зв'язків?

- 9.18.** Енергетичні ефекти процесів дисоціації.
- 9.19.** Розчинність та параметри, від яких вона залежить.
- 9.20.** Залежність тиску насиченої пари води від температури. Закон Рауля.
- 9.21.** Зв'язок тиску насиченої пари з температурою замерзання та кипіння. Чим пояснюється зниження температури замерзання розчинів?
- 9.22.** Практичне застосування явищ кріоскопії та ебуліоскопії.
- 9.23.** Дифузія в газах і рідинах.
- 9.24.** Осмос. Практичне застосування осмосу. Роль осмосу в біологічних системах. Застосування проносних ліків. Використання фізіологічного розчину.
- 9.25.** Зворотній осмос. Знесолення морської води.
- 9.26.** Гідрофільні та гідрофобні колоїди. Миюча дія мила. Поверхнево активні речовини.
- 9.27.** Який тип зв'язку між йонами та диполями води? Як довести, що гідратна оболонка йонів має достатню міцність? Яке значення це відіграє в природних процесах?
- 9.28.** рН та його використання в різних галузях
- 9.29.** Визначення густини.
- 9.30.** Йонний добуток води.
- 9.31.** Визначення рН у природних середовищах.

Актуальність теми

В природі майже всі процеси відбуваються в розчинах. Всі живі організми являють собою розчини чи дисперсні системи. Лікарські препарати – це дисперсні системи або розчини. Багато геологічних процесів також відбуваються в розчинах, наприклад розчинення гірських порід чи мінералізація вод. Велика кількість виробничих процесів відбувається в розчинах, що дозволяє регулювати швидкість та отримувати потрібні продукти реакцій. Прісна вода, річки, озера – це природні дисперсні системи, але людство постійно порушує баланс, забруднюючи їх.

Відповіді та пояснення

9.1. *Визначення поняття «розчин». Поширення розчинів у природі та побуті.*

Розчини – це гомогенна система змінного складу, яка складається з двох або декількох компонентів: розчинника, розчиненої речовини (однієї або декількох) та продуктів їх взаємодії.

Розчинником вважається компонент, який у вільному вигляді перебував у тому ж агрегатному стані, що й утворений розчин. Однак якщо до розчинення обидва компоненти знаходилися в однаковому агрегатному стані, то за розчинник приймають речовину, кількість якої більша. Винятком з цього правила вважаються розчини, одним із компонентів яких є вода. Такі розчини найчастіше називають водними навіть при меншій кількості води порівняно з кількістю інших компонентів.

❖ *Приклад:* в газованій воді розчинником є вода, а в системі туман – яка складається з тих же компонентів – розчинником є повітря.

За агрегатним станом розчини бувають рідкі, тверді та газуваті.

9.2. *Дисперсні системи. Систематизація дисперсних систем за агрегатним станів компонентів.*

Дисперсна система – це гетерогенна суміш речовин, що складаються як мінімум з двох фаз, мають сильно розвинену

поверхню поділу, хімічно не взаємодіють одна з одною і практично взаємно нерозчинні.

В дисперсній системі одна з фаз утворює неперервне середовище (рідина, газ, тверде тіло), в об'ємі якого рівномірно розподілена інша фаза у вигляді дрібних частинок, крапель рідини або бульбашок газу.

Розрізняють поняття: дисперсна фаза і дисперсійне середовище.

Дисперсна фаза – це диспергована речовина (у вигляді дрібних твердих кристалів, крапель рідини, бульбашок газу, асоціатів молекул чи йонів) яка рівномірно розподілена в об'ємі іншої речовини.

Дисперсійне середовище – неперервне середовище в якому рівномірно розподілені дисперговані частинки дисперсної фази.

Різноманітність дисперсних систем вимагає їх всебічної класифікації за різними ознаками.

В залежності від агрегатного стану – рідкого (Р), твердого (Т) та газоподібного (Г) може бути 9 типів дисперсних систем (Табл. 9.1.):

Якщо подивитись навколо, то можливо побачити приклади таких дисперсних систем в різних сферах, як на виробництві, так і в побуті.

Таблиця 9.1.

Типи дисперсних систем

Дисперсійне середовище ↓	Дисперсна фаза→	Газ	Рідина	Тверда речовина
Газ		Г/Г Повітря	Г/Р Пара	Г/Т Пил у повітрі
Рідина		Р/Г Газована вода	Р/Р Розчин спирту у воді	Р/Т Розчини солей
Тверда речовина		Т/Г Тверда піна	Т/Р Набухла деревина	Т/Т Сплави металів

9.3. Систематизація дисперсних систем за ступенем дисперсності компонентів.

Класифікація за ступенем дисперсності.

1. Грубодисперсні системи, в яких розмір частинок перебільшує $1 \cdot 10^{-5}$ м. В цих системах частинки дисперсної фази відділяються від дисперсійного середовища, їх можна роздивитись у звичайному мікроскопі. До них належать суспензії, емульсії, пил, піна.
2. Тонкодисперсні (мікрогетерогенні) колоїдні системи з розміром частинок 10^{-5} - 10^{-7} м. До них належать тонкі зависі, дими, пористі тверді тіла.
3. Істинні або молекулярні розчини з розмірами частинок дисперсної фази $1 \cdot 10^{-9}$ - $1 \cdot 10^{-8}$ м. Мають найбільше значення. Багато хімічних виробництв пов'язано з процесами, які відбуваються у розчинах. Розчинами є більшість фізіологічних рідин, води морів та світового океану, медичні розчини, багато продуктів харчування тощо.

9.4. Систематизація за природою дисперсійного середовища

За природою дисперсійного середовища або розчинника дисперсні системи та розчини поділяють на водні та неводні. Найбільш важливими та поширеними є водні розчини. В двокомпонентних системах поділ компонентів на розчинник та розчинену речовину може бути довільним.

Саме водні розчини стали колискою життя, унікальні властивості водних розчинів сприяли виникненню живих організмів.

Розчинники поділяють на неорганічні та органічні.

- Неорганічні розчинники – вода, рідкий амоніак, рідкий сульфур (IV) оксид.
- Органічні розчинники – спирти, естери, кетони, бензини.

Розчинники умовно класифікують за такими характеристиками:

- Температура кипіння – низькокиплячі розчинники (етанол) і висококиплячі розчинники (ксилол);
- Відносна швидкість випаровування – швидкокипарні і повільновипарні;

- Полярність – неполярні (вуглеводні) і полярні (вода, спирти).

9.5. *Довільний та точний поділ істинних розчинів за співвідношенням розчинника та розчиненої речовини. Насичені та ненасичені розчини.*

Дуже важлива систематизація розчинів за ознакою співвідношення розчинника і розчиненої речовини. Ця систематизація може бути довільною (на насичені та ненасичені), а також точною, коли вказані типи концентрацій.

Насиченими називаються розчини, в яких спостерігається динамічна рівновага між рідкою та твердою фазою. Тобто в таких розчинах розчинена речовина частково знаходиться у осаді, хоч її може бути зовсім мало. Динамічною називають рівновагу, при якій з однаковою швидкістю відбувається перехід молекул або йонів осада в рідку фазу і навпаки. Однак, не всі речовини з водою можуть утворювати насичені розчини. Для цього речовини повинні бути обмежено розчинними. А деякі речовини є необмежено розчинними – вони можуть змішуватись з водою в будь – яких співвідношеннях.

❖ *Приклад:* вода та етиловий спирт, вода та сульфатна кислота.

Також виділяють **ненасичені** (в яких концентрація менша ніж у насиченому розчині) та **пересичені** (в яких концентрація більша ніж у насиченому розчині за даних умов T та P). Пересичені розчини нестійкі, розчинена речовина випадає у осад при охолодженні, струшуванні, перемішуванні, в деяких випадках навіть при гучних звуках. Для них $\Delta G^\circ > 0$, тому пересичені розчини нестійкі і легко перетворюються у насичені, виділяючи надлишок речовини в осад.

9.6. *Концентрація, як точне співвідношення між компонентами. Формули для визначення масової, об'ємної та мольної часток. Типи концентрацій.*

Одним з важливих параметрів для характеристики розчинів є концентрація. Вона показує точне співвідношення між компонентами розчину. Існує декілька типів концентрації: масова частка, об'ємна частка, молярна концентрація, молярна концентрація еквіваленту, моляльна концентрація, мольна частка. Кожен з цих типів

концентрацій характеризує певні логічні зв'язки між окремими складовими частинами розчинів або описує закономірність їх змін. Якщо прослідкувати історію встановлення наявності закономірних змін між явищами та процесами, то можна зафіксувати появу окремих типів концентрацій.

- ❖ *Приклад:* Масова частка, об'ємна частка та мольна частка, що виражаються у відсотках або у частках одиниці. Вони встановлені, як результат повсякденного досвіду у приготуванні їжі та будівельній справі.

Формули для їх визначення: масова частка, об'ємна частка та мольна частка вимірюються у частках одиниці або у процентах:

Масова частка:

$$\omega(x) = \frac{m \text{ речовини (г)}}{m \text{ розчину (г)}} = \text{частка одиниці} \cdot 100 \text{ \%}.$$

Об'ємна частка:

$$\varphi(x) = \frac{V \text{ речовини (дм}^3\text{)}}{V \text{ розчину (дм}^3\text{)}} = \text{частка одиниці} \cdot 100 \text{ \%}$$

Об'ємна частка застосовується для визначення концентрації алкогольних напоїв. Умовний “градус” алкоголю на пляшках з напоями показує кількість об'ємів алкоголю в 100 об'ємах напою або суміші. Відомо, що горілка є 40-градусним напоєм, а пиво має 4.5 градуси, але найбільший вміст має медичний спирт, який продається в аптеках, там вміст етанолу дорівнює 70 градусам.

Мольна частка:

$$\chi(x) = \frac{n(x)(\text{моль})}{n(x) + n(\text{розчинника})(\text{моль})} = \text{частка одиниці} \cdot 100 \text{ \%}.$$

Це відношення кількості речовини одного компонента до суми кількості речовини усіх компонентів розчину (або суміші). Вимірюють у частки одиниці або відсотках. Використовується в наукових дослідженнях. Прикладом може бути формула закону Рауля (див. питання 9.8.).

Мольна частка – це універсальна концентрація, яка не залежить від температури та тиску, її можна використовувати в різних умовах. Сума всіх мольних часток суміші чи розчину дорівнює одиниці.

Мольна частка дозволяє точно описати склад розчину, незалежно від природи розчинника та розчиненої речовини.

❖ *Приклад:*

$$\chi(\text{NaCl}) = \frac{\nu(\text{NaCl})(\text{моль})}{\nu(\text{NaCl}) + \nu(\text{H}_2\text{O})(\text{моль})} = \frac{0,5 \text{ моль}}{0,5 \text{ моль} + 10 \text{ моль}} = 0,048 \cdot 100 = 4,8\%.$$

Відповідь: мольна частка розчину натрій хлориду 0,048 або 4,8%.

9.7. Молярна концентрація та молярна концентрація еквівалента.

Молярна концентрація позначається $C(x)$, де x – формула сполуки, вимірюється в моль/дм³. Тобто ця концентрація визначає кількість моль розчиненої речовини в 1 дм³ розчину. Використовується в лабораторному практикумі.

Молярна концентрація:

$$C(x) = \frac{\nu(x)(\text{моль})}{V(\text{розчину})(\text{дм}^3)}$$

Молярна концентрація еквіваленту, позначається $C(1/zx)$, вимірюється в моль/дм³. До 1991 р. ця концентрація мала назву “нормальна”. Одиниці вимірювання у молярної концентрації еквіваленту однакові з молярною. Але у цих типів концентрацій різні структурні частинки – у молярної концентрації це цілі молекули або формульні одиниці, а у молярної концентрації еквіваленту – це такі частинки атому, йону або молекули які припадають на одиницю валентності або одиницю ступені окиснення, яка змінюється при проходженні реакції (тобто еквівалент даної частинки).

Молярна концентрація еквівалента:

$$C(1/zx) = \frac{n(1/zx)(\text{моль})}{V(\text{розчину})(\text{дм}^3)}$$

❖ *Приклад:* Дано 2 дм³ розчину сульфатної (VI) кислоти з молярною концентрацією 1 моль/дм³. Визначити який об'єм розчину з молярною концентрацією еквіваленту $C(1/2 \text{ H}_2\text{SO}_4) = 1$ моль/дм³ можливо приготувати із заданого розчину.

Розв'язок:

Розчин H_2SO_4 з концентрацією $C(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1$ моль/дм³, об'єм 2 дм³.

1 моль H_2SO_4 має 2 моль еквівалентів H_2SO_4 .

В 2 дм³ розчину кількість речовини еквіваленту

$$C(1/z \text{ H}_2\text{SO}_4) = \frac{n(\frac{1}{z} \text{ H}_2\text{SO}_4)}{V(\text{розчину})}$$

$$n(\frac{1}{z} \text{ H}_2\text{SO}_4) = 2 \text{ дм}^3 \cdot 2 \text{ моль/дм}^3 = 4 \text{ моль}$$

$$V(\text{розчину}) = \frac{n(\frac{1}{z} \text{ H}_2\text{SO}_4)}{C(\frac{1}{z} \text{ H}_2\text{SO}_4)} = \frac{4 \text{ моль}}{1 \text{ моль/дм}^3} = 4 \text{ дм}^3$$

Молярна концентрація еквіваленту найбільш широко використовується в лабораторіях аналітичної хімії. Одним із основних методів визначення концентрацій речовин є метод титрування. Він базується на використанні висновку з законів еквівалентів:

З одним еквівалентом однієї речовини (або елементу) взаємодіє лише один еквівалент другої речовини (або елементу).

Формула цього співвідношення:

$$C_1 V_1 = C_2 V_2,$$

де C_1 та C_2 – це молярні концентрації еквівалентів двох речовин, V_1 – це об'єм розчину взятий для титрування (аліквота), а V_2 – об'єм титранту, використаний до точки еквівалентності.

В аналітичних лабораторіях використовують молярну концентрацію еквіваленту, позначається $C(1/z \text{ x})$, показує кількість еквівалентів речовини в одному дециметрі кубічному розчину, вимірюється в моль/дм³.

9.8. Моляльна концентрація

Моляльна концентрація позначається $C_m(x)$

$$C_m = \frac{m(\text{речовини}) \cdot 1000}{M(\text{речовини}) \cdot m(\text{розчинника})}$$

де, $m(\text{речовини})$ – наважка речовини, (г);

$M(\text{речовини})$ – молярна маса речовини, (г/моль);

$m(\text{розчинника})$ – наважка розчинника, (г).

Моляльна концентрація вимірюється у моль/1000 г розчинника.

Цей тип концентрації найчастіше використовують в наукових дослідженнях.

❖ Наприклад, висновки із закону Рауля, ебуліоскопія та кріоскопія (Див. питання 9.20.):

$$\Delta t = C_m(x) \cdot K_{кр},$$

де Δt – різниця температур замерзання розчину та розчинника;
 $C_m(x)$ – моляльна концентрація речовини
 $K_{кр}$ – криоскопічна стала розчинника

$$\Delta t = C_m(x) \cdot K_{кр},$$

де Δt – різниця температур кипіння розчину та розчинника;
 $C_m(x)$ – моляльна концентрація речовини
 $K_{еб}$ – ебуліоскопічна стала розчинника

9.9. Практичне використання різних типів концентрацій.

В лабораторній практиці і наукових дослідженнях використовується молярна концентрація

$$C(x) = \frac{n(x)(\text{моль})}{V \text{ розчину } (\text{дм}^3)}$$

Ця концентрація показує кількість моль розчиненої речовини в одному дециметрі кубічному розчину, вимірюється в моль/дм³.

Однакові одиниці вимірювання молярної концентрації та молярної концентрації еквіваленту часто викликають плутанину. Треба звернути увагу на те, що молярна концентрація речовини – це кількість моль молекул або формульних одиниць, а молярна концентрація еквіваленту це кількість моль частини молекули або йона, тобто еквіваленту в одиниці об'єму розчину.

$$C(1/z x) = \frac{n(1/z x)(\text{моль})}{V \text{ розчину } (\text{дм}^3)}$$

❖ *Приклад:*

дано 6 моль еквіваленту ортофосфорної кислоти.
 Визначити молярну концентрацію розчину, який одержуємо при розчиненні цієї речовини в 1 дм³ води,
 молярна концентрація еквіваленту – $C(1/z x) = 6 \text{ моль/дм}^3$.

$$C(H_3PO_4) = \frac{C(1/z H_3PO_4)}{z} = \frac{6}{3} = 2 \text{ моль/дм}^3.$$

Використання декількох типів концентрацій розчинів дає можливість встановлювати логічні зв'язки між різними параметрами.

Такі типи концентрацій як масова частка $\omega(x)$, об'ємна частка $\varphi(x)$ та мольна частка $\chi(x)$ використовуються в харчовій промисловості.

❖ *Приклад:*

на упаковках з харчовими продуктами наведені складові компоненти харчів в масових процентах, для алкогольних напоїв наведена міцність в градусах – це є об'ємна частка в напої, що дорівнює кількості літрів спирту в 100 л (дм³) продукту.

Мольну частку $\chi(x)$ ми використовуємо при розрахунках стану ідеального газу та парціальних тисків, діаграм стану бінарних та багатокомпонентних систем, при обчисленні таких параметрів, як тиск пари над розчином, зміна температури кипіння та замерзання.

Моляльна концентрація $C_m(x)$ найбільше використовується в розрахунках колігативних властивостей розчинів.

9.10. Фізична та хімічна теорія розчинів.

Розчини настільки широко розповсюджені і в природі і використовуються нами у побуті, що вчені давно намагались створити теорію, яка описувала б усі властивості розчинів. Першою була фізична теорія розчинів Вант-Гоффа – згідно неї компоненти розчинів не взаємодіють між собою і можуть бути виділені з розчинів фізичними методами. Але ряд властивостей розчинів, таких як виділення теплоти при змішуванні компонентів розчину, утворення сольватів, які можуть існувати самотійно (кристалогідрати) протирічили теорії Вант-Гоффа. Після фізичної теорії з'явилась хімічна теорія Д. І. Менделєєва або гідратна теорія. В ній було дане пояснення факту, що під час розчинення речовин відбувається виділення теплоти (інколи поглинання). Також при змішуванні рідких речовин відбувається зменшення сумарного об'єму. Це пояснюється тим, що між молекулами компонентів розчину утворюються зв'язки більш міцні, ніж в середині компоненту. Особливо міцні зв'язки виникають між диполями води та йонами, в наслідок чого утворюються гідратні оболонки йонів. Вони інколи достатньо міцні, і можуть зберігатися при виділенні певних речовин – у вигляді кристалів (кристалогідрати).

❖ *Приклад:*

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – мідний купорос;

$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ – залізний купорос;

$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – гіпс та інше.

Такі речовини називаються кристалогідратами.

Теплота розчинення для кожної речовини різна, а також залежить від природи розчинника – це таблична величина, вимірюється в кДж/моль.

9.11. *Амфотерність води як основа її універсальності при розчиненні речовин.*

Воду вважають універсальним розчинником. У водному середовищі відбувається дуже велика кількість реакцій. В першу чергу це обумовлюється амфотерним характером молекул води, яку деякі автори називають «життєвим» розчинником. Якби вода виявляла сильні кислотні або лужні властивості, то кількість хімічних реакцій, які могли б відбуватись у такому розчиннику була б обмежена. Саме у воді кількість речовин, які дисоціюють по кислотному та лужному типу однакова. Ще один показник води підсилює її «життєвість» – це велика діелектрична проникність ($\epsilon=80$). Ця величина характеризує здатність зарядів взаємодіяти між собою у даному середовищі з меншою силою, ніж у вакуумі (питання 8.7).

9.12. *Поділ розчинених речовин на електроліти та неелектроліти. Сильні та слабкі електроліти.*

Речовини за відношенням їх розчинів або розплавів до електричного струму поділяються на дві групи. Ті речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм називаються електролітами, які не проводять – неелектроліти. Електроліти поділяються на сильні та слабкі. В розчинах електроліти розпадаються на йони позитивні (катіони) та негативні (аніони). В цілому розчин завжди електронейтральна система, тобто кількість позитивних та негативних йонів однакова. На сильні та слабкі електроліти поділяють за здатністю до дисоціації.

9.13. *Особливості розчинів сильних та слабких електролітів. Константа та ступінь дисоціації.*

Сильні електроліти завжди повністю дисоційовані на йони, навіть при високих концентраціях. Тобто в їх розчинах присутні завжди лише йони. До сильних електролітів належать: розчини лугів, розчини солей

лужних металів хлоратної, сульфатної, нітратної, хлоридної, бромідної, йодидної кислот. Незалежно від кількості йонів, які утворюються при розпаді однієї молекули сильного електроліту дисоціація відбувається в одну стадію:



Розпад на йони молекул слабких електролітів є оборотним процесом: розпад на йони – це дисоціація, а зворотний процес – утворення молекул з йонів – асоціація. В розчинах слабких електролітів встановлюється рівновага між дисоціацією та асоціацією.

До слабких електролітів відносять сульфатну (IV) (H_2SO_3), нітратну (III) (HNO_2), сульфідну (H_2S), ацетатну (CH_3COOH), карбонатну (H_2CO_3), ціанідну (HCN) кислоти, нерозчинні основи та солі, які мають ковалентні зв'язки. Розчини слабких електролітів мають низьку електропровідність при високих концентраціях. При розведенні розчинів електропровідність значно зростає через збільшення кількості дисоційованих формульних одиниць. Слабкі електроліти, формульні одиниці яких складаються з трьох та більше йонів дисоціюють у декілька стадій (ступінчасто):

Не треба плутати розчинність речовин з їх належністю до сильних або слабких електролітів.

❖ *Приклад:* аргентум хлорид має дуже низьку розчинність (1/100000 мг у 100 г води). Але вся ця незначна кількість розчиненої солі повністю дисоціює на йони. Тому цю речовину вважають малорозчинною, але сильним електролітом.

Так, як процес дисоціації слабких електролітів зворотній, то для нього можливо записати константу рівноваги для закону діючих мас:

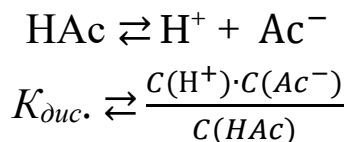
$$K_{\text{рівн}} = \frac{C(\text{продуктів})}{C(\text{вихідних речовин})}$$

Константа дисоціації дорівнює відношенню добутку молярних рівноважних концентрацій йонів до молярної рівноважної концентрації недисоційованих молекул, що стоять у ступенях, які дорівнюють їх коефіцієнтам у рівнянні дисоціації. Ця константа

характеризує здатність електроліту до дисоціації. Це довідникова величина. Вона існує лише для слабких електролітів.

❖ *Приклад:*

CH_3COOH – ацетатна (оцтова кислота), (скорочено HAc) дисоціює:



Поряд з константою дисоціації здатність слабого електроліту характеризує ступінь дисоціації α . Вона дорівнює відношенню кількості дисоційованих молекул до загальної кількості молекул у розчині. Вимірюється – α у % або у долях одиниці.

$$\alpha = \frac{N(\text{дисоційованих молекул})}{N(\text{загального числа молекул})}$$

За здатністю до дисоціації електроліти поділяють на:

-сильні електроліти $\alpha > 0,3$ чи $\alpha > 30\%$ – більшість солей, луги (NaOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$), сильні кислоти (H_2SO_4 , HClO_4);

-електроліти середньої сили $0,02 < \alpha < 0,3$ чи $2\% < \alpha < 30\%$ – деякі неорганічні (H_2SO_3 , H_3PO_4 , H_3AsO_4) та органічні (HCOOH) кислоти;

-слабкі електроліти $\alpha < 0,02$ чи $\alpha < 2\%$, навіть у розведених розчинах вони дисоціюють частково – більшість органічних кислот (CH_3COOH), слабкі неорганічні кислоти (H_2CO_3 , H_2SiO_3 , H_2S , H_3AsO_3), амоній гідроксид NH_4OH .

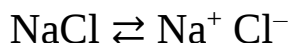
❖ *Приклад:*

$\alpha = 0,03$ або 3% для ацетатної (оцтової) кислоти з молярною концентрацією $0,1$ моль/дм³ означає, що з кожних 100 молекул лише 3 дисоційовані на йони.

9.14. *Дисоціація як розпад молекул під дією сторонніх сил. Термічна, електролітична та фотолітична дисоціація. Механізм електролітичної дисоціації.*

Дисоціацією називають розпад молекул або йонних кристалів на заряджені або незаряджені частинки під дією зовнішніх сил. За природою цих сил розрізняють термічну, електролітичну та фотолітичну дисоціацію.

- **Електролітична дисоціація** – це розпад молекул електроліту на йони під дією полярних молекул води. Щоб порівняти рушійну силу в термічній та електролітичній дисоціації, розглянемо одержання йонів із натрій хлориду.



Термічний розпад його на йони можливо провести при нагріванні до 803°C – відбувається плавлення солі і утворення йонів.

Для електролітичної дисоціації сіль треба розчинити в воді. Цей процес може пройти при температурі навіть нижчій за 0°C. Отже сила дії диполів води на кристалічну ґратку достатньо велика.

Механізм електролітичної дисоціації можливо уявно розділити на такі етапи:

- 1) орієнтація диполів води біля йонного або сильно полярного ковалентного зв'язку розчиненої речовини;
- 2) утворення частково гідратованих йонів на поверхні кристалу;
- 3) відрив частково гідратованих йонів від поверхні та їх повна гідратація;
- 4) тепловий рух гідратованих йонів у розчині.

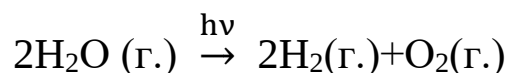
Дисоціація відбувається по місцю розташування йонних або сильно полярних ковалентних зв'язків, тому що на атомах, які утворюють ці зв'язки, знаходяться заряди достатньої величини, щоб зруйнувати структуру води та орієнтувати її диполі навколо себе.

- **Термічна дисоціація** – це розпад речовин під дією високої температури. Наприклад процес розкладу вапняку:



широко використовується в промисловості для одержання CaO – негашеного вапна та CO₂ – вуглекислого газу. Як було показано на прикладі NaCl – при нагріванні речовин, що мають йонний тип кристалічної ґратки, плавлення призводить до утворення йонів.

- **Фотолітична дисоціація** молекул води відбувається на великих висотах в атмосфері (біля 30 км) під дією високоенергетичного короткохвильового випромінювання Сонця.



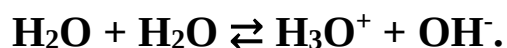
9.15. Самодисоціація молекул води.

Електролітична самодисоціація (міжмолекулярна) дисоціація –

дуже часто на питання: що таке електролітична дисоціація студенти помилково відповідають: «Розпад молекул на йони ~~під дією електричного струму~~». Вперше здатність розчинів деяких речовин проводити електричний струм відкрив М. Фарадей на початку 19-століття, який сформулював закони електролізу. Звідти пішло помилкове тлумачення, що саме електричний струм викликає явище дисоціації. Це так звана «Помилка Фарадея».

Насправді, це не так. Розпад на йони відбувається самочинно під дією полярних молекул води, а електропровідність, тобто, здатність проводити електрику, це вже результат наявності йонів у розчині. Дію молекул води на полярні речовини та їх розпад на йони довів С.Арреніус.

- Самодисоціація води – це реакція динамічної рівноваги, під час якої одна молекула води віддає йон Гідрогену іншій. Речовини знаходяться у рідкій та твердій формі завдяки тому, що між атомами, молекулами та йонами існують сили взаємодії. Всі вони мають електростатичну природу, тобто згідно закону Кулона однакові заряди відштовхуються, а протилежні притягуються. Саме це відбувається між диполями води. Відомо, що велика полярність молекул води (довжина її диполя набагато вища ніж у інших речовин, наприклад, $\text{H}_2\text{O} = 1,8 \text{ Д}$, молекула $\text{HCl} = 1,03 \text{ Д}$. Д – Дебай – одиниця вимірювання диполів). Завдяки цьому, диполі води взаємодіють між собою. Це призводить до розриву зв'язків і самодисоціації.



Завдяки цьому процесу значення рН чистої води дорівнює **рН=7**, а концентрації йонів $\text{C}(\text{H}^+) = \text{C}(\text{OH}^-) = 1 \cdot 10^{-7} \text{ моль/дм}^3$, тобто одна із 10 млн молекул є дисоційованою. Це обумовлює амфотерність води.

рН розчину можна знайти за формулою:

$$\text{pH} = - \lg \text{C}(\text{H}^+)$$

$$\text{pOH} = - \lg \text{C}(\text{OH}^-)$$

pH – від’ємний десятковий логарифм концентрації йонів Гідрогену.

9.16. *Рушійна сила в процесах електролітичної дисоціації. Порівняти електролітичну та термічну дисоціації натрій хлориду.*

Щоб порівняти рушійну силу в термічній та електролітичній дисоціації, розглянемо одержання йонів з натрій хлориду. Термічний розпад його на йони відбувається при нагріванні до 803°C – проходить процес плавлення солі і утворення йонів в розплаві. Для електролітичної дисоціації сіль треба розчинити в воді. Цей процес може пройти при температурі навіть нижчій за 0°C . Тобто, сила дії диполів води на кристалічну ґратку достатньо велика.

Рушійною силою при термічній дисоціації є збільшення (теплової) енергії системи, що викликає підвищення температури і руйнування зв’язків між йонами в кристалічній решітці. У випадку електролітичної дисоціації рушійною силою є електростатична взаємодія зарядів йонів речовини (NaCl) та зарядів диполів води що утворюють її структуру.

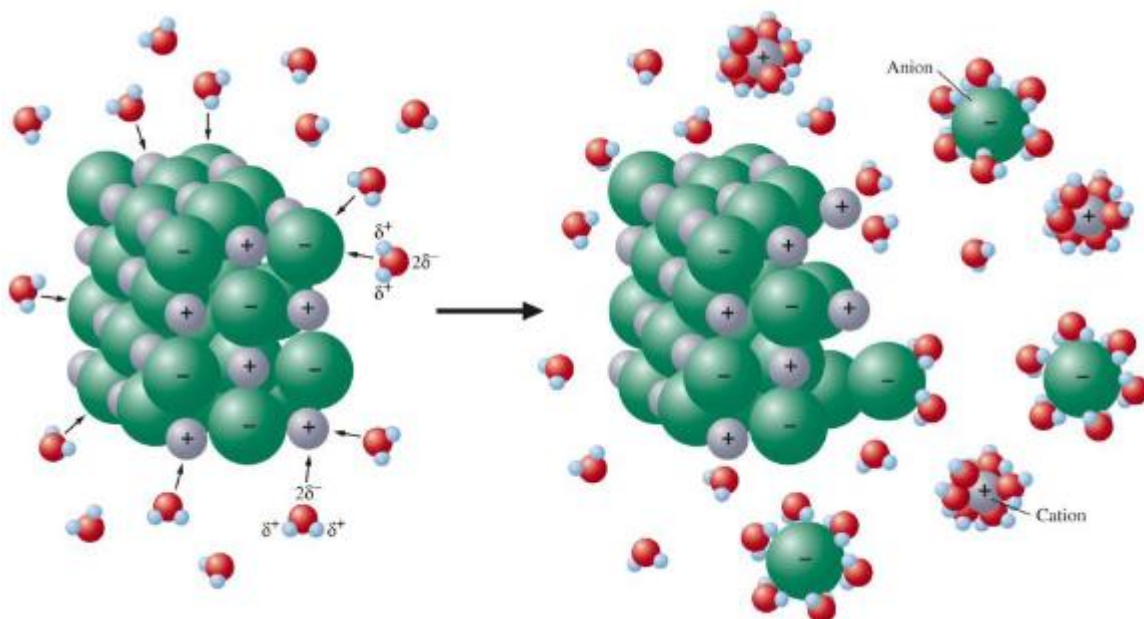


Рис. 9.1. Електролітична дисоціація сполуки з йонним зв’язком.

https://www.angelo.edu/faculty/kboudrea/index/Chapter_04-2.pdf

9.17. *Чим пояснити те, що дисоціація відбувається по місцю розміщення у молекулі йонних або сильно полярних ковалентних зв’язків?*

Дисоціація відбувається лише по місцю розташування йонних або сильно полярних ковалентних зв'язків. Це пояснюється тим, що на атомах, які утворюють ці зв'язки, зосереджені заряди достатньої величини, щоб зруйнувати структуру води (водневі зв'язки) та орієнтувати її диполі навколо себе. (Рис. 9.2.)

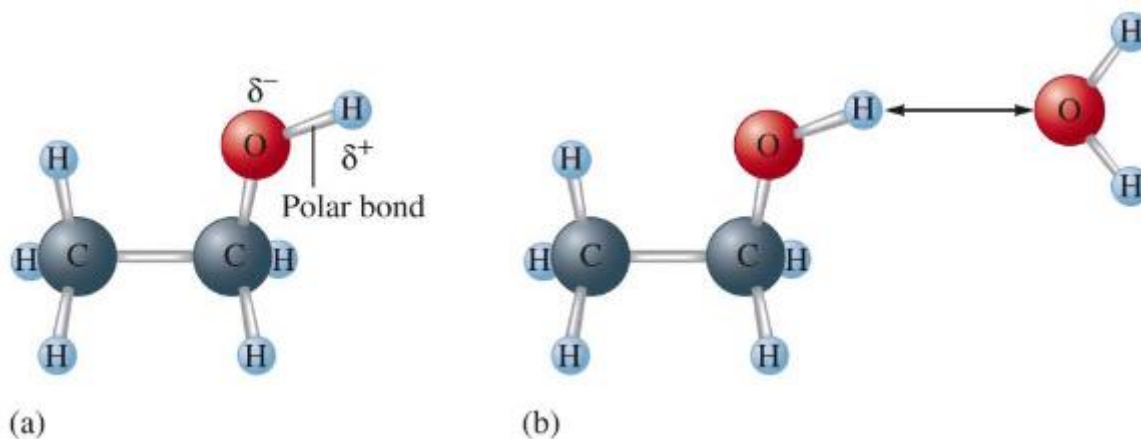


Рис. 9.2. Орієнтація диполів води біля сильнополярних зв'язків

https://www.angelo.edu/faculty/kboudrea/index/Chapter_04-2.pdf

9.18. Енергетичні ефекти процесів дисоціації.

Процес електролітичної дисоціації здебільше супроводжується екзотермічним ефектом (наприклад H_2SO_4). Розчинення у воді призводить до розігрівання, аж до закипання. (Це вимагає особливості техніки безпеки при цій операції: концентровану H_2SO_4 обережно вливають в воду, а не навпаки.) Можливо навести приклад ендотермічного ефекту при розчиненні і дисоціації речовини – амоній нітрату NH_4NO_3 . Якщо помістити 2-3 г цієї солі в пробірку і додати 3-4 cm^3 води, то пробірка ззовні вкривається інієм. Ці явища пояснюються тим, що в цих системах присутні два протилежних ефекти:

- 1) руйнування кристалічної решітки, це вимагає витрати енергії (E_1);
- 2) явище гідратації – утворення зв'язків йон-диполь води, при яких енергія випромінюється. (E_2).

Сумарний ефект, який ми спостерігаємо або вимірюємо за допомогою термометра, обумовлюється різницею у величинах E_1 і E_2 . При розчиненні H_2SO_4 $E_2 \gg E_1$, а у випадку NH_4NO_3 $E_1 \gg E_2$.

9.19. Розчинність та параметри, від яких вона залежить.

Для характеристики розчинів велике значення має такий параметр як розчинність. Це здатність певної речовини розчинятись у заданому розчиннику при визначеній температурі, а для газів ще велике значення має тиск. Отже, розчинність майже всіх твердих речовин збільшується з підвищенням температури. В побуті ми знаємо, як значно збільшується розчинність цукру у воді з підвищенням температури. На цьому базується приготування варення із фруктів у висококонцентрованих розчинах цукру (сиропах), який виконує роль консерванту. Розчинність харчової солі майже не збільшується при нагріванні.

Розчинність – це здатність речовини розчинятися у тому чи іншому розчиннику. Розчинність речовини як фізична величина – це концентрація її в насиченому розчині, вона виражається значенням коефіцієнта розчинності (S).

$$S(x) = \frac{m(x)}{100}$$

$m(x)$ – маса речовини, яка розчиняється за даних умов у 100 г розчинника з утворенням насиченого розчину.

Процес розчинення тісно пов'язаний з дифузією (самодовільним розподілом частинок однієї речовини між частинками іншої ($\Delta G^\circ < 0$)). Розчин, в процесі розчинення, залишається ненасиченим до того моменту, поки у системі не настає стан рівноваги ($\Delta H^\circ = T\Delta S^\circ$, звідси $\Delta G^\circ = 0$).

Розчинність речовин наводиться у довідниках в таблицях чи у вигляді кривих розчинності, що показують залежність розчинності і температури. Розчинність найчастіше виражають кількістю грамів розчиненої речовини у 100 г води. (Не плутати з масовою часткою речовини!)

Розчинність залежить від таких чинників:

- природа речовини;
- агрегатний стан речовини
- умови (Т, Р та ін.).

Розчинність газів навпаки зменшується з підвищенням температури. Якщо в зимовий день налити у склянку холодної води, то на стінках склянки утворюються бульбашки газу (повітря), який у теплій

кімнаті не може бути розчиненим у тій же кількості води і тому виділяється. На розчинність газів дуже впливає підвищення тиску. Згідно закону Генрі маса розчиненого газу прямо пропорційна силі тиску. Практично це використовується при газуванні води або напоїв.

Закон Генрі (1803): Розчинність газу в рідині прямо пропорційна його парціальному тиску над рідиною.

Залежність розчинності газової суміші описує **закон Дальтона.**

Загальний тиск суміші газів, які не взаємодіють, дорівнює сумі парціальних тисків компонентів суміші.

$$P_{\text{заг}} = P_1 + P_2 + \dots,$$

де $P_{\text{заг}}$ – загальний тиск газової суміші, P_1, P_2 – парціальний тиск газових компонентів.

Парціальний тиск – дорівнює тому тиску, який чинив би кожен газ, якби він займав об'єм, рівний об'єму суміші газів, при тій самій температурі. Або парціальний тиск – це частина загального тиску, яка припадає на частину кожного компоненту.

Розчинність у воді кисню вуглекислого газу, азоту мають особливе значення для перебігу фізіологічних процесів.

Парціальний тиск кисню становить: в артеріальній крові 12,0-12,6 кПа, а у венозній – 4,6-6,0 кПа. Парціальний тиск вуглекислого газу в артеріальній крові становить 4,64-5,98 кПа, а у венозній 6,1-7,7 кПа. Саме на різниці парціальних тисків кисню та вуглекислого газу ґрунтується газообмін, який відбувається в легенях.

Зміну розчинності газів у крові треба враховувати під час перебування в екстремальних умовах.

- ❖ **Приклад:** на певних висотах у горах в умовах пониженого тиску виникає гірська хвороба – значно зменшується концентрація кисню в крові, різко збільшується легенева вентиляція за рахунок втрати CO_2 . При цьому зростає лужність крові, її можна частково усунути вживанням лимонної кислоти.
- ❖ **Приклад:** Різка зміна розчинності газів у крові при зміні тиску є також причиною кесонної хвороби: при швидкому підйому водолазів відбувається бурхливе виділення розчинених в крові кисню та азоту, бульбашки газів можуть закупорити капіляри – це

може викликати серйозні функціональні розклади. Щоб запобігти цьому, людину потрібно піднімати повільно. В особливих випадках використовують «гелієве повітря» – суміш кисню з гелієм в співвідношенні об'ємів 1:4.

9.20. Залежність тиску насиченої пари води від температури.
Закон Рауля.

Відомо, що над поверхнею будь-якої речовини відбувається випаровування. Тиск (пружність) пари над поверхнею залежить від температури, при її підвищенні тиск зростає. Фізичний зміст поняття «тиск» можна уявити як сумарну дію молекул на стінки судини або перетинки між фазами. Нижня межа тиску – вакуум, верхня межа обумовлюється можливостями техніки. В природі на великих глибинах океану тиск досягає 1000 атмосфер, в центрі Землі (ядрі) доходить до мільйона атмосфер. В лабораторії максимально отриманий тиск 425000 атм. Високий тиск здатен змінювати властивості речовин. Так тиск у 1000 атм. лише змінює відстань між молекулами, тиск у 1 млн. атм. викликає зміну властивостей елементів за рахунок переходу електронів на більш низькі електронні рівні (більш близькі до ядра). При невеликих значеннях тиску відбувається менш різка зміна властивостей системи. При вимірюванні тиску пари над поверхнею чистого розчинника та над розчином, Франсуа Марі Рауль встановив, що над розчином тиск пари розчинника менше, ніж над чистим розчинником і залежить від мольної частки розчиненої речовини.

Закон Рауля (1887). Відносне зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином дорівнює мольній частці розчиненої речовини.

Математично закон Рауля виражається:

$$\frac{P_A^0 - P_A}{P_A^0} = \chi_B,$$

де P_A^0 – тиск пари чистого розчинника (компонента А в бінарному розчині) і

P_A – тиск пари цього розчинника над розчином.

χ_B – мольна частка розчиненої речовини В (компонента В).

9.21. *Зв'язок тиску насиченої пари з температурою замерзання та кипіння. Чим пояснюється зниження температури замерзання розчинів?*

Для вивчення властивостей рідин та розчинів важливими є такі реперні точки, як температура замерзання та температура кипіння розчинів. Ці температури також зв'язані з величиною тиску.

Температура замерзання – це така температура, при якій тиск насиченої пари над рідкою та твердою фазами стають рівними.

Температура кипіння – це така температура, при якій тиск пари над системою урівняються з атмосферним тиском. При цьому, пароутворення буде відбуватись не лише на поверхні розчину, але і в об'ємі. Тому, при кипінні рідини ми спостерігаємо виділення пухирів пари із нижніх шарів рідини.

Вивчення залежності температури замерзання та температури кипіння від концентрації розчиненої речовини дало можливість вивести математичну залежність зниження температури замерзання та підвищення температури кипіння від концентрації розчиненої речовини:

$$\Delta t_K = E \cdot C_m$$

$$\Delta t_3 = K \cdot C_m$$

де C_m – моляльна концентрація розчину;

E і K – ебуліоскопічна та кріоскопічна сталі, які залежать лише від властивостей розчинника – його температури кипіння (замерзання) $t_{K(3)}$, теплоти випарювання (плавлення) $\Delta H_{\text{вип(пл)}}$, молярної маси M , але не залежать від властивостей розчиненої речовини.

В цих формулах коефіцієнти пропорційності мають назву кріоскопічний та ебуліоскопічний коефіцієнти (сталі). Вони характеризують не розчинені речовини, а розчинники. В цих формулах наведена моляльна концентрація розчиненої речовини, тобто ці коефіцієнти показують, що при розчиненні у 1000 грамах розчинника одного моля неелектроліту, температура кипіння водного розчину підвиситься на 0,52 градуса, а температура замерзання знизиться на 1,86 градуса – це ебуліоскопічний та кріоскопічний

коефіцієнти для води. Ебуліоскопічні та кріоскопічні коефіцієнти є табличними величинами різними для кожного розчинника.

9.22. Практичне застосування явищ кріоскопії та ебуліоскопії.

Явища кріоскопії широко використовується в побуті.

❖ Приклад:

Суміш харчової солі з кригою замерзає при -21°C , тому таку суміш застосовують з добавкою піску (щоб усунути слизькість) для посипання доріг від ожеледиці.

Широко використовується застосування добавок, які знижують температуру замерзання розчинів. Вони називаються антифризами. Розчини з добавками антифризів застосовуються для заливання в мотори автомобілів, щоб запобігти замерзанню мотора взимку.

❖ Приклад:

Суміш води з етиленгліколем ($\text{C}_2\text{H}_4(\text{OH})_2$) з масовою часткою 50% має температуру замерзання -34°C . Поширеним антифризом є і гліцерин ($\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$).

Залежність температури кипіння від тиску над розчином застосовують у побутових приладах – мультиварках. Каструля, яка працює при високому тиску має температуру кипіння більш високу, ніж при звичайному тиску. Тому час приготування овочів та м'яса скорочується.

❖ Приклад:

Причина, за якою найбільш улюбленою стравою у горах є шашлик, також обумовлена залежністю температури кипіння від тиску. Адже високо в горах атмосферний тиск є нижчим, ніж на рівнині. Тому температура кипіння води є значно нижчою, ніж 100°C (біля 85°C). Отже, для приготування вареного м'яса треба значно довший час та набагато більше дров. При приготуванні жареного м'яса втрати теплоти значно скорочуються.

❖ Прикладом спостереження кріоскопії у природі є те, що такі ягоди як калина та журавлина, збирають лише після достатньо сильних заморозків. Саме в результаті дії низької температури ці ягоди стають значно солодшими.

Це пояснюється тим, що ягоди – це плоди живих організмів, їх роль полягає в тому, щоб передати по життєвому ланцюгу спадковість, тому в них природою закладений механізм протидії загибелі при дії низької температури. Тому під дією ферментів в ягодах відбуваються процеси розкладу високомолекулярних полісахаридів крохмалю та цукрози на більш дрібні моносахариди глюкозу та фруктозу, що протидіє замерзанню. Це збільшує кількість частинок, тобто молярну концентрацію у соку (розчинах) ягід. Згідно формули збільшується відхилення температури замерзання від 0°C . Отже, ягоди стають солодшими, тому що, збільшується концентрація розчинених (солодких) речовин, але не замерзають. Подібне явище спостерігається, коли морожена картопля стає солодкою. Такі процеси, в яких властивості залежать не від природи розчинених речовин, а від кількості частинок, називаються колігативними. Треба зазначити, що захисний механізм в плодах і ягодах діє в обмеженому інтервалі температур. При значному зниженні температури плоди замерзають.

9.23. Дифузія в газах і рідинах.

Дифузія. Велику роль у розведених розчинах відіграють процеси дифузії. В цих розчинах молекули розчиненої речовини не взаємодіють між собою, завдяки великій відстані між ними. Поведінка цих молекул подібна до поведінки молекул в ідеальних газах. Аналогія з газом виявляється у здатності розчиненої речовини рівномірно розподілятися у всьому об'ємі, завдяки тепловому руху молекул.

Самочинний процес вирівнювання концентрації внаслідок теплового руху молекул розчинника і розчиненої речовини називається дифузією.

Дифузія – це процес перенесення речовини від області з високою концентрацією до області з низькою.

❖ Приклади:

- 1) Явище дифузії пояснює такий небезпечний феномен як швидке отруєння чадним газом навіть при дуже невеликих концентраціях. (в 200 разів менших, ніж концентрація O_2). Це явище пояснюється тим, що CO має більшу спорідненість до гемоглобіну (приблизно в 200-250 разів більшу ніж кисень),

утворюючи карбоксігемоглобін, який не може після цього переносити кисень. Зниження рівня кисню в крові зменшує градієнт концентрації кисню і уповільнює його дифузію в тканини.

При лікуванні отруєння СО важлива дифузія, процес гіпербаричної оксигенації (дихання киснем при високому тиску) створює високий градієнт концентрації кисню, що сприяє витісненню СО з гемоглобіну крові та швидшій дифузії з крові в легені.

Тобто дифузія грає важливу роль як у виникненні кисневої недостатності при отруєнні чадним газом, так і в її лікуванні.

2) Явище дифузії дає нам можливість відчувати пахощі квітів навіть у безвітряну погоду. Запах підсилюється перед грозовою погодою. Це пояснюється тим, що при цьому знижується атмосферний тиск і прискорюється швидкість випаровування ефірних олій з квітів.

3) Проведемо хімічний експеримент для ілюстрації різної швидкості дифузії газів. Для цього візьмемо скляну трубку довжиною 60 см, отвори на кінцях закриємо ватками змоченими хлоридною кислотою та амоній гідроксидом. Через 15 хвилин з'явиться біле кільце амоній хлориду ближче до ватки з хлоридною кислотою. Пояснюється це тим, що молекули амоніаку більш легкі і швидкі тому вони швидше долітають до хлоридної кислоти.

Дифузія відбувається не лише в газах, а і в рідкому середовищі.

❖ *Приклад:*

у склянці з чаєм ми можемо спостерігати за рухом забарвленої межі від дна склянки, де знаходиться чай до верху стакану. Швидкість цього руху можна виміряти. У гарячій воді рух більш швидкий, при зниженні температури він уповільнюється. Це модель спостереження за швидкістю самочинної дифузії. Пришвидшити цей процес можливо перемішуванням.

9.24. Осмос. Практичне застосування осмосу. Роль осмосу в біологічних системах. Застосування проносних ліків. Використання фізіологічного розчину.

Осмос. Особливе явище обумовлене дифузією виникає в системі, яка складається із двох розчинів з різними концентраціями речовини, які відокремлені між собою напівпроникною перетинкою (мембраною або діафрагмою), через яку проходять молекули розчинника і не проходять молекули розчиненої речовини. Така дифузія називається односторонньою. Тобто молекули розчинника будуть рухатись із розчину з меншою концентрацією у розчин з більшою концентрацією. І саме градієнт (різниця) концентрацій є рушійною силою цього процесу. Цей процес називається осмосом. Для спостереження осмосу можна скласти найпростіший прилад – осмометр. Для цього треба взяти скляну трубку, яку щільно закрити напівпроникною мембраною (целофаном), в неї залити розчин цукру і занурити у судину з водою. Занурити трубку з розчином на таку глибину, щоб рівні зрівнялись. Через деякий час ми будемо спостерігати підвищення рівня розчину у трубці з розчином. Але виникне гідростатичний тиск стовпа рідини на мембрану, внаслідок цього через деякий час підвищення рівня розчину припиниться. В цей момент гідростатичний тиск у внутрішній судині дорівнює тиску, який називається осмотичним. Голландський хімік Вант-Гофф встановив закон осмотичного тиску, прийнявши поведінку молекул у розведеному розчині аналогічній поведінці молекул ідеального газу.

Закон осмотичного тиску (Пфеффер, Вант-Гофф, 1887) можна сформулювати так: осмотичний тиск розчину пропорційний його концентрації та температурі. Математичне рівняння для розрахунку осмотичного тиску:

$$\pi = C \cdot R \cdot T,$$

де π – осмотичний тиск розчину; C – молярна концентрація.

Явище осмосу є дуже поширеним особливо в живій природі. Доведено, що оболонки клітин живих організмів є напівпроникними щодо води та позаклітинних розчинів. Завдяки цьому у клітинах, створюється осмотичний тиск, який надає клітинам пружності. Якщо

клітину помістити у розчин, в якому концентрація розчинених речовин вища, ніж у клітині, то буде відбуватись перехід води з клітини у позаклітинний простір. Це явище називається плазмолізом. Якщо занурити клітину у розчин з меншою концентрацією ніж у клітині, то буде спостерігатись надходження води в клітину – це гемоліз.

Осмотичний тиск крові, лімфи, інших тканин людини та тварин дорівнює осмотичному тиску розчину натрій хлориду з масовою часткою 0,9 %(мас.). Він не визиває ніяких змін тиску в клітинах і називається «фізіологічним розчином». Фізіологічний розчин є ізотонічним з рідинами в організмі. З цим розчином ми зустрічаємось в разі ін'єкцій різних ліків. Якщо у хворого є відкрита рана, то її треба промивати не чистою водою, а фізіологічним розчином. Це зменшує больовий шок від відкритої рани, так як при промиванні чистою водою, вода надходить у клітини і викликає їх розрив – гемоліз, а це викликає додатковий біль і больовий шок.

Осмос навколо:

1)Прояв осмотичного тиску відчував кожен, хто намагався відкрити очі при зануренні у річкову воду. Загальна концентрація розчинених речовин в тканині ока вище, ніж у річковій воді. Тому спостерігається перехід води через оболонку ока, відбувається набухання і людина відчуває різь в оці. При зануренні у морську воду око не відчуває подразнення, хоч відбувається незначний перехід води із ока у воду при довгому контакті ока з морською водою. Тобто, око людини виявляє подібність осмометра.

2)Явище осмосу лежить в основі дії деяких проносних ліків. Коли людина приймає проносні ліки (наприклад, глауберову сіль $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) концентрація електроліту у шлунку різко підвищується, це викликає виникнення осмотичного процесу – переходу води із оточуючих тканин шлунку до його вмісту.

3)Явище осмосу пояснює той факт, що люди, які потерпіли аварію на морі, знаходячись серед морської стихії, потерпають від спраги і гинуть від нестачі води. Це пояснюється тим, що людина не може пити морську воду через високий вміст солей, при якому молекули води не можуть всмоктуватись тканинами шлунку.

Морська вода виявляє проносну дію, зневоднення тканин, тому людина загине через спрагу.

4) Осмос допомагає воді підніматись по стовбурам дерев на десятки і навіть сотні метрів від ґрунту до листя.

5) Відомо, що на засолених ґрунтах можуть рости лише окремі, специфічні рослини. Якщо звичайну рослину висадити на ґрунт з підвищеним вмістом ґрунтових солей, то навіть при достатньому поливі рослина, рости не буде. Це пояснюється тим, що в таких умовах вода в рослину не може надходити. Навпаки, рідина із клітин рослини буде виходити в ґрунт.

9.25. Зворотній осмос. Знесолення морської води.

Вчені не лише спостерігають прояв осмотичного явища, але навчилися його використовувати.

❖ Приклад:

одним із складних питань сьогодення є швидке зменшення запасів прісної води. В багатьох країнах намагаються створити промислові установки для одержання прісної води. Одним із принципів роботи таких установок є знесолення морської води методом зворотного осмосу. Згадаємо, що в звичайному осмометрі спостерігається самочинний перехід молекул води через мембрану із чистої води до концентрованого розчину. При зворотному осмосі морську воду продавлюють під високим тиском через таку мембрану (молекулярне сито). При цьому, через мембрану проходять молекули води, а розчинені солі не проходять.

Це пояснюється наявністю міцних гідратних оболонок у йонів, які збільшують їх діаметр і утворені частинки втрачають можливість проходити крізь пори певного розміру. Зараз методом зворотного осмосу одержують великі об'єми знесоленої води, як в промислових установках, так і в домашніх фільтрах.

9.26. Гідрофільні та гідрофобні колоїди. Миюча дія мила. Поверхнево активні речовини.

Колоїдні розчини в воді можна поділити на гідрофільні (що люблять воду) та гідрофобні (що не люблять воду). Гідрофільні

колоїди дуже нагадують істинні розчини. В організмі людини надзвичайно великі молекули таких важливих речовин, як ферменти та антитіла, утримуються в колоїдному стані завдяки взаємодії з оточуючими молекулами води. Така взаємодія відбувається по місцю розташування атомів кисню та нітрогену.

Одержати розчини гідрофобних колоїдів у воді можливо лише за умови стабілізації речовинами, у яких є адсорбовані йони, які можливо розташувати на поверхні гідрофобних колоїдів. Адсорбовані йони будуть взаємодіяти з водою і на поверхні колоїдів утвориться шар, який буде протидіяти злипанню колоїдних частинок. Стабілізувати гідрофобний колоїд можливо також введенням речовин, які мають як гідрофільну групу, так і гідрофобну.

❖ *Прикладом* такої речовини є мило – натрій стеарат – $C_{17}H_{35}COONa$. Тут вуглеводневий радикал $C_{17}H_{35}$ – гідрофобною частиною, а група $COONa$ – це гідрофільна група. При пранні забруднених речей гідрофобна група адсорбується масляним забрудненням, а гідрофільна група взаємодіє з молекулами води – гідратується. Таким чином утворюються міцелоподібні частинки де всередині гідрофобне забруднення, а ззовні гідрофільний шар, вони вільно дифундують у водному розчині, а не прилипають до забруднених поверхонь, і так змивається забруднення. Речовини, що мають як гідрофільні, так і гідрофобні групи мають назву дифільні (амфіфільні). Вони широко застосовуються в побуті, як детергенти або миючі засоби.

9.27. *Який тип зв'язку між йонами та диполями води? Як довести, що гідратна оболонка йонів має достатню міцність? Яке значення це відіграє в природних процесах?*

В розділі 9.14 ми розглядали механізм електролітичної дисоціації, і одним з головних етапів є орієнтація диполів води біля йонів на поверхні речовини, що розчиняється. Наступним етапом є перехід частково гідратованих йонів у розчин. Тобто, взаємодія йонів з диполями води достатньо міцна. Доказом цього є теплота що виділяється при гідратації. Природа цього зв'язку – електростатична

взаємодія йона та диполя води. (Табл. «Енергія деяких хімічних зв'язків» (додатки)).

Гідратна оболонка йонів достатньо міцне утворення. Про це свідчить високе значення теплоти гідратації окремих йонів. В гідратних оболонках густина води в два рази перевищує звичайну її густину. Про міцність гідратної оболонки йонів свідчить те, що при вимірюванні швидкості ультразвуку у воді та у розчинах електролітів, ультразвукові хвилі відбиваються гідратними оболонками йонів ніби вони пружні кульки. Гідратовані йони солей та кислот на поверхні морів та океанів збільшують поверхневий натяг води і цим уповільнюють випаровування води. Це має велике значення для збереження гідросфери нашої планети.

9.28. рН та його використання в різних галузях

Показник рН та його використання в різних галузях: сільському господарстві, медицині, побуті. Нагадаємо, що рН це негативний десятковий логарифм концентрації йонів Гідрогену у розчині:

$$\text{pH} = -\lg C(\text{H}^+)$$

Змінюється рН в межах 0-14.

Вимірювання рН в медицині: значення рН крові, сечі, шлункового соку.

Таблиця 9.2.

Значення рН в різних біологічних рідинах

№	Фізіологічна рідина	рН	Можливі відхилення в нормі
1	Шлунковий сік	1,65	0,9-2,0
2	Сеча	5,8	5,0-6,5
3	Слина	6,75	5,6-7,9
4	Жовч	7,35	6,2-8,5
5	Кров	7,36	7,25-7,44
6	Спинномозкова рідина	7,6	7,35-7,8
7	Сік підшлункової залози	8,8	8,6-9,0

Значення рН – важлива характеристика. Відхилення рН від норми призводить до патологічного стану або сигналізує про нього.

В сільському господарстві вимірюють рН витяжки з ґрунту. В залежності від рН ґрунту застосовують різні добрива:

- так подвійний суперфосфат застосовується на ґрунтах з будь-яким рН;
- кісткове борошно (кальцій фосфат) лише на кислих ґрунтах з $\text{pH} < 4$;
- простий суперфосфат на ґрунтах з $\text{pH} = 4-5$

❖ *Приклад:*

В побуті всі миючі засоби діють на шкіру рук, знежирюючи та зменшуючи кислотність.

9.29. Визначення густини.

Для визначення густини розчинів використовують пікнометри – невеликі за об'ємом, але з високою довгою шийкою колби. Важать їх з точністю до 0,001 г на аналітичних терезах. Другим приладом для визначення густини є ареометри. Вони прокалібровані до 0,001 г.



1.



2.

Рис. 9.3. 1. Пікнометр. 2. Ареометр

9.30. Йонний добуток води.

Йонний добуток води.

Вода дуже слабкий електроліт.

❖ *Приклад:* у слабкої ацетатної (оцтової) кислоти

$$K_{\text{дис.}}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1 \cdot 10^{-5} \text{ моль/дм}^3,$$

а у води вона дорівнює $1,8 \cdot 10^{-16}$ моль/дм³ при 25 °С, тобто із $5,55 \cdot 10^8$ молекул води – дисоційована лише одна.

Добуток концентрацій йонів H^+ та OH^- є постійною величиною – це йонний добуток води.

$$K_{H_2O} = C(H^+) \cdot C(OH^-) = (1 \cdot 10^{-7})^2 = 1 \cdot 10^{-14}$$

Водні розчини електролітів можуть мати кисле, лужне або нейтральне середовище. Реакція середовища визначається співвідношенням йонів H^+ та OH^- . При рівних концентраціях $C(H^+)$ та $C(OH^-)$ – середовище нейтральне, $pH=7$.

$$C(H^+) = C(OH^-)$$

pH – це показник ступеню або десятковий логарифм концентрації йонів Гідрогену з протилежним знаком

$$pH = -\lg C(H^+).$$

Нейтральне середовище $pH = 7$

Лужне середовище $pH > 7$

Кисле середовище $pH < 7$.

Якщо відома концентрація $C(H^+)$, то концентрація

$$C(OH^-) = 14 - C(H^+),$$

$$\text{тобто } pH + pOH = 14.$$

9.31. Визначення pH у природних середовищах.

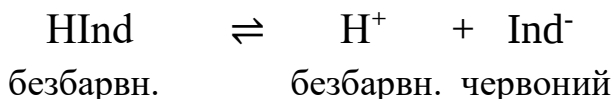
Визначення pH є одним з методів експрес-контролю навколишнього середовища. Для швидкого наближеного визначення pH використовують індикатори. Індикатори – це складні органічні речовини, барвники, які здатні різко змінювати своє забарвлення при зміні pH (у реакціях нейтралізації), оскільки кислотна й основна форми таких індикаторів мають чітко відмінні кольори. Умовно індикатори можна записувати у формі $HInd$ або $IndOH$.

Дія індикаторів базується на принципі Ле Шательє про рівновагу та умову її зміщення.

Тобто, якщо в систему, яка перебуває в стані рівноваги, ввести деякі йони або молекули, що порушують рівновагу, то в системі виникнуть самочинні процеси напрямлені на зменшення концентрацій цих доданих частинок.

Напрямок самочинного проходження реакцій обумовлюється утворенням слабких електролітів, води або газоподібних речовин.

❖ *Приклад:* фенолфталеїн є слабкою кислотою, тому його умовний запис його дисоціації можна навести таким чином:



- ❖ Додаємо кислоту, тобто H^+ -йони, їх надлишок по принципу Ле Шательє зміщує рівновагу вліво, щоб зменшити концентрацію H^+ , тому одержуємо безбарвний розчин.
- ❖ Додаємо луг (тобто OH^-). Збільшення концентрації OH^- викликає миттєве утворення молекул H_2O ($\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}$), це зменшує концентрацію H^+ в правій частині схеми і за принципом Ле Шательє, рівновага зміститься вправо. Це викликає додаткову дисоціацію HInd з утворенням йонів Ind^- червоного кольору. Отже, у лужному середовищі фенолфталеїн є червоним (малиновим), таким чином, саме різна забарвленість йонів та молекул у індикаторів обумовлює механізм їх дії по визначенню рН розчинів.
- ❖ *Приклад:*

сік тутових ягід або стиглих вишень забарвлює наші руки і губи у червоний колір. А коли ми починаємо їх мити милом (лужне середовище), забарвлення змінюється на синє. Це прояв дії природних індикаторів. Прикладом побутового індикатора також є буряк.

ТЕМА 10

ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

Питання

- 10.1.** Систематизація реакцій за ступенем окиснення.
- 10.2.** Загальні поняття про процеси окиснення та відновлення.
- 10.3.** Розрахунок ступенів окиснення.
- 10.4.** Класифікація окисно-відновних реакцій.
- 10.5.** Основні правила складання рівнянь окисно-відновних реакцій методом електронного балансу.
- 10.6.** Типові окисники та відновники.
- 10.7.** Розрахунок коефіцієнтів в рівняннях окисно-відновних реакцій методом урахування ступенів окиснення.
- 10.8.** Особливості складання рівнянь окисно-відновних процесів з урахуванням рН середовища. Поділ окисно-відновних процесів на групи за ознакою «енергетичний наслідок процесу».
- 10.9.** Хімічний шлях проходження окисно-відновних процесів.
- 10.10.** Електрохімічний шлях окисно-відновних процесів та галузі його застосування.

Актуальність теми

Природні процеси супроводжуються окисно-відновними реакціями, як геологічні так і ті, що відбуваються в живих організмах. Дихання, фотосинтез, утворення рудних пластів, кругообіг речовин в природі супроводжується окисно-відновними процесами. Red-Ox процеси є основою багатьох енергетичних процесів, таких як згоряння палива та робота акумуляторів. Забруднення навколишнього середовища та очистка його відбуваються за участю окисно-відновних процесів.

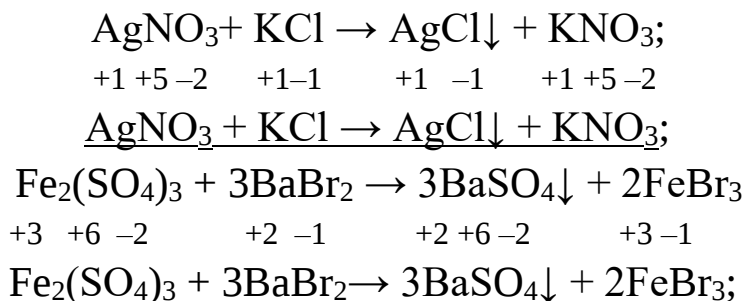
Відповіді та пояснення

10.1. Систематизація реакцій за зміною ступеня окиснення.

Усі хімічні реакції між речовинами можливо поділити на два типи:

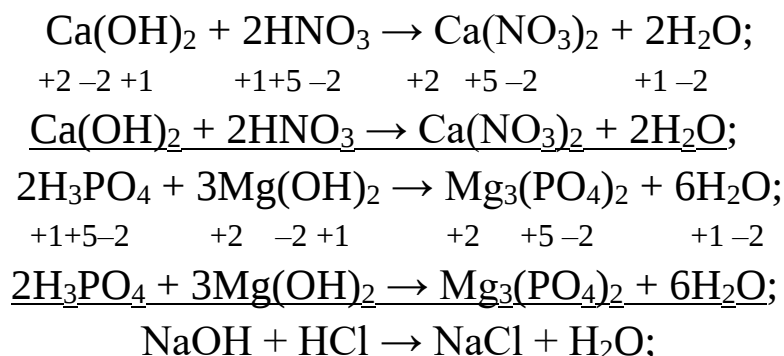
1. Реакції, які протікають без зміни ступеня окиснення елементів, що входять до складу реагуючих речовин. До них можуть бути віднесені:

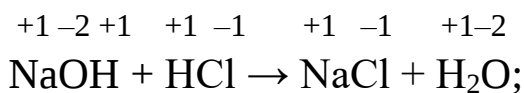
а) реакції обміну:



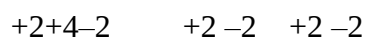
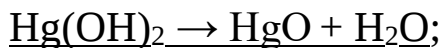
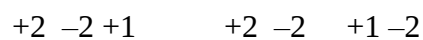
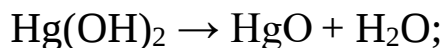
Найчастіше такі реакції відбуваються у розчинах

б) реакції нейтралізації, які відбуваються між основами та кислотами з утворенням солі та води:

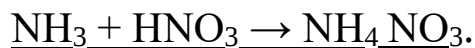
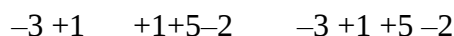
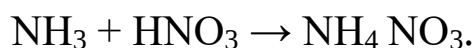
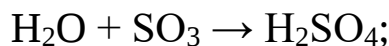
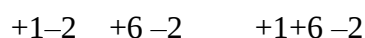
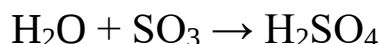




в) деякі реакції розкладу:



г) деякі реакції сполучення:



2. Реакції, які протікають зі зміною ступенів окиснення атомів – окисно-відновні процеси (ред-окс процеси).

Ступінь окиснення відповідає формальному заряду, який набув би атом, якби всі його електронні пари зв'язків змістилися у бік більш електронегативних атомів. **Ступінь окиснення** – це умовне число, яке приписують атому, при умові що всі його електронні пари зв'язків змістилися у бік більш електронегативних атомів.

Ступінь окиснення атома або групи атомів чисельно дорівнює кількості зміщених електронів. Ступінь окиснення хімічного елемента з більшою електронегативністю позначають цифрою зі знаком мінус, а з меншою – цифрою зі знаком плюс.

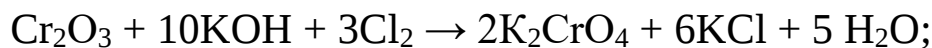
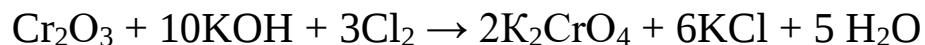
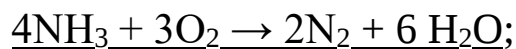
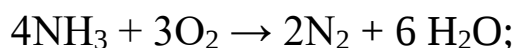
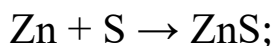
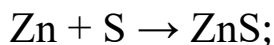
Ступінь окиснення та валентність – це не тотожні поняття, навіть у випадку, коли вони мають однакові числові значення. Валентність визначають по числу хімічних зв'язків, які утворює цей атом в даній сполуці та не має знаку (+ чи –).

❖ *Приклад:*

Карбон може мати ступені окиснення –4, –2, 0, +2, +4, але його валентність в цих речовинах дорівнює чотири (IV).

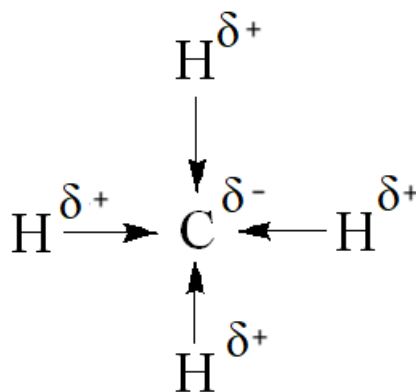
	Назва	Ступінь окиснення Карбону	Валентність Карбону
$\begin{matrix} -4 & +1 \\ \text{C} & \text{H}_4 \end{matrix}$	метан	-4	IV
$\begin{matrix} -2 & +1 & -2 & +1 \\ \text{C} & \text{H}_2 & \text{C} & \text{H}_2 \end{matrix}$	етен	-2	IV
$\begin{matrix} 0 \\ \text{C} \end{matrix}$	алмаз	0	IV
$\begin{matrix} +2 & -2 \\ \text{C} & \text{O} \end{matrix}$	карбон(II) оксид	+2	IV
$\begin{matrix} +4 & -2 \\ \text{C} & \text{O}_2 \end{matrix}$	карбон(IV) оксид	+4	IV

❖ Приклади окислювально-відновних реакцій:



Згідно з сучасними уявленнями, зміна ступенів окиснення пов'язана з «переміщенням» електронів, тобто окислювально-відновні реакції – це реакції, під час яких відбувається «перехід» електронів від одних атомів, молекул або йонів до інших (насправді має місце не «переміщення» електронів, а зміщення електронної густини).

❖ *Приклад:* в молекулі метану CH_4 атом Карбону, як більш електронегативний, зміщує на себе чотири електрони атомів Гідрогену і набуває ступінь окиснення -4 . Відповідно, кожний атом Гідрогену набуває ступінь окиснення $+1$.



10.2. Загальні поняття про процеси окиснення та відновлення.

Назва процесу окиснення була започаткована від латинської назви Оксигену (лат. Охугеніум) для реакцій горіння, як з'єднання елементів з киснем. Одним із головних понять процесів окиснення-відновлення є ступінь окиснення, під яким розуміють умовний заряд атома або йона елемента, вирахований, виходячи з припущення, що всі зв'язки в молекулах є ідеально йонними, тобто здійснені за рахунок повної передачі електронів від одного атома до іншого. Ця величина носить формальний характер, характеризує арифметичний підхід до оцінки хімічних явищ і у більшості випадків не відповідає істинним значенням зарядів атомів. Розрізняють три можливі види ступенів окиснення елементів:

- **мінімальний,**
- **максимальний,**
- **проміжний.**

Мінімальний ступінь окиснення (негативний заряд) характерний для неметалів і чисельно рівний кількості електронів, яких не вистачає електронейтральному атому до завершення його зовнішнього енергетичного рівня, тобто (8-N), де N – номер групи елементів головних підгруп.

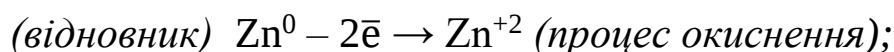
Максимальний ступінь окиснення – чисельно рівний кількості електронів, що можуть бути віддані електронейтральним атомом у збудженому стані із зовнішнього енергетичного рівня. Як правило, його абсолютна величина дорівнює номеру групи елемента.

Проміжні ступені окиснення – елемента розміщені в ряду між максимальним та мінімальним.

❖ *Приклад:* для елемента Нітрогену, що знаходиться у головній підгрупі п'ятої групи, мінімальний ступінь окиснення дорівнює -3 , максимальний $+5$, а проміжні можуть приймати значення $-2, -1, -1/3, 0, +1, +2, +3$, та $+4$.

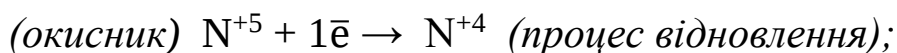
Окислювально-відновні реакції завжди складаються із двох взаємозв'язаних процесів:

- 1) **Окиснення** – це віддача електронів атомом або йоном, внаслідок чого зменшується їх негативний заряд чи зростає позитивний. Також окиснення – процес віддачі електронів відновником, при цьому атом-окисник відновлюється (тобто добуває свою електронну оболонку за рахунок віднімання електронів з електронної оболонки атома партнера – відновника). При цьому елемент, що віддає електрони, прийнято називати **відновником**:



При окисненні атома зростає його ступінь окиснення.

- 2) **Відновлення** – це приєднання електронів атомами або йонами, що супроводжується зменшенням їх позитивного заряду чи зростанням негативного. Або **відновлення** – процес приєднання електронів до атома – окисника від атома – відновника. При цьому елемент, що приєднує електрони, називають **окисник**:



При відновленні атома його ступінь окиснення зменшується.

Процеси окиснення та відновлення завжди взаємопов'язані, тобто окиснення одних атомів призводить до відновлення інших.

10.3. Розрахунок ступенів окиснення.

Розрахунок ступенів окиснення проводять, використовуючи атоми зі сталим (постійним) значенням цієї величини. До таких відносяться:

- всі лужні елементи (+1);
- всі елементи другої групи (і головної, і побічної підгрупи +2);
- Алюміній (+3);

- всі галогени мають стале значення негативного ступеня окиснення (-1), а позитивний ступень окиснення галогенів може мати різне значення;
- Гідроген у сполуках (крім пероксидів та гідридів) (+1);
- Оксиген у більшості сполук (-2).

Ступінь окиснення позначають над хімічним символом елемента (не плутати з зарядом йона). При цьому позитивний ступінь окиснення показує кількість електронів, які зміщені від атома у процесі утворення сполуки. Атом, до якого зміщені електрони, має негативний ступінь окиснення.

❖ *Приклад:* KMnO_4 – відомі ступені окиснення елементів:
 $\text{K}^{+1}\text{MnO}_4^{-2}$ – щоб сполука була електронейтральною ступінь окиснення Мангану згідно розрахунків повинен бути +7

$$\begin{array}{rcccl}
 & +1 & & -2 & \\
 & \text{K} & \text{Mn} & \text{O}_4 & \\
 & +1\bar{e} & - & 8\bar{e} & \\
 & & +7\bar{e} & & \\
 +8 & & = & & -8
 \end{array}$$

Тобто, атоми Оксигену відтягують від атома Мангану $7\bar{e}$.

Алгебраїчна сума ступенів окиснення атомів у сполуці дорівнює нулю.

Окисники – це прості чи складні речовини, які містять атоми елементів, що мають здатність приєднувати електрони, завдяки своїй великій електронегативності. Це можуть бути прості речовини (F_2 , O_3 , O_2 , Cl_2 , Br_2 та ін.) та складні речовини, які містять атоми у вищих ступенях окиснення ($\text{KMn}^{+7}\text{O}_4$, $\text{K}_2\text{Cr}_2^{6+}\text{O}_7$, Pb^{+4}O_2 , $\text{KBr}^{+3}\text{O}_2$, $\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$ (конц.), HN^{+5}O_3).

З хімічних окисників найбільш сильним є флюор – при взаємодії з усіма елементами він забирає електрони, відновлюючись до йона F^- .

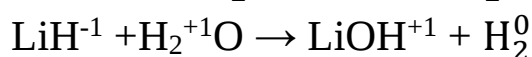
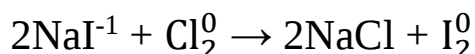
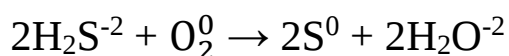
Відновники – це прості чи складні речовини, які містять атоми елементів, що мають властивість віддавати електрони. Найчастіше – це металічні елементи. Найбільш активними є лужні та лужноземельні

елементи. Активність металічних елементів характеризується їх потенціалом йонізації.

Потенціал йонізації – енергія, яка необхідна для відриву електрона від атома. Енергії хімічних реакцій достатньо для відриву не більше трьох електронів.

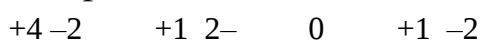
До відновників відносяться також речовини, які містять атоми неметалів з негативним ступенем окиснення, в реакціях з більш сильним окисником: H_2S , Na_2S , HI , NaI , KBr , HBr , LiH , CaH_2 .

❖ *Приклад:*

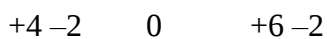


Речовини, які містять атоми елементів у проміжному ступені окиснення (MnO_2 , SO_2 та ін.) можуть виступати у ролі як окисника, так і відновника в залежності від того з якою речовиною реагують.

❖ *Приклад:*



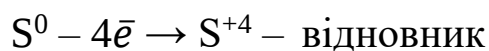
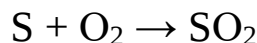
SO_2 – окисник;



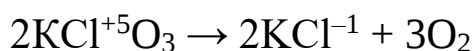
SO_2 – відновник.

10.4. Класифікація окисно-відновних реакцій:

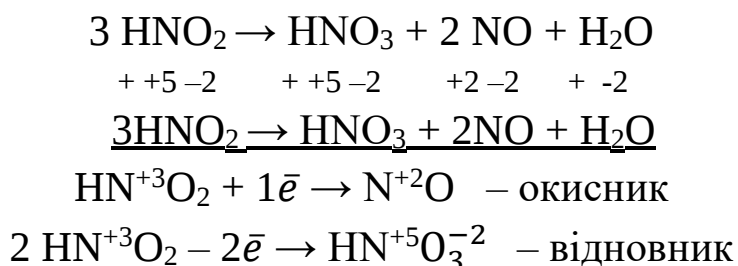
1. Реакції міжатомної та міжмолекулярної взаємодії, в яких окисник і відновник знаходяться у складі різних речовин:



2. Реакції внутрішньомолекулярного окиснення-відновлення – окисник та відновник входять до складу однієї речовини, тобто відбувається перехід електронів всередині однієї сполуки:



3. Реакції самоокиснення-самовідновлення (диспропорціювання). В цих реакціях приймають участь молекули з атомами у проміжних ступенях окиснення. Один з них окисник (окиснює, а сам відновлюється), а інший відновник (відновлює, а сам окиснюється) у процесі реакції:



10.5. Основні правила складання рівнянь окисно-відновних реакцій методом електронного балансу

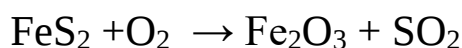
Найбільш поширеними способами складання рівнянь окисно-відновних реакцій (передбачення продуктів та розрахунків коефіцієнтів) є:

- метод електронного балансу (для реакцій між твердими речовинами та газами);
- йонно-електронний або метод урахування ступенів окиснення;

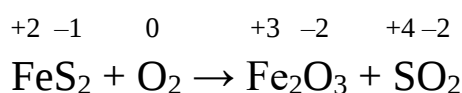
Розглянемо алгоритм складання окисно-відновних рівнянь методом електронного балансу (для реакцій між твердими речовинами та газами).

❖ *Приклад:* розрахувати коефіцієнти для процесу спалення піриту.

а) Складаємо схему рівнянь реакції:



б) Визначаємо ступені окиснення всіх атомів і знаходимо окисник і відновник:



в) Розраховуємо баланс втрати електронів відновником та приєднання окисником. В цьому рівнянні відновників два (найменше спільне кратне – 44)

	Перехід електронів	Коефіцієнти
$\text{Fe}^{2+} - 1 \bar{e} \rightarrow \text{Fe}^{3+} - \text{відновник}$	-11	4
$2\text{S}^{1-} - 10 \bar{e} \rightarrow 2\text{S}^{4+} - \text{відновник}$		
$2\text{O}_2 + 4\bar{e} \rightarrow 4\text{O}^{2-} - \text{окисник}$	+4	11

г) Коефіцієнти в рівнянні:

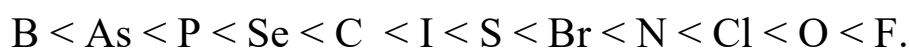


10.6. Типові окисники та відновники

Окиснювальні та відновлювальні властивості елементів залежать від будови їх атомів (положення в періодичній системі), валентного стану в молекулі речовини (ступеня окиснення), складу реакційного середовища, зокрема рН суміші.

В інших випадках окислювальні та відновні властивості реагуючих речовин (атомів, йонів, молекул) оцінюють якісно або напівякісно шляхом порівняння властивостей реагентів з урахуванням таких закономірностей:

- 1) як правило, чим більше електронів має атом на зовнішньому енергетичному рівні та чим ближче вони розташовані до ядра, тим сильніше виявляється окиснювальна здатність елемента у реакції;
- 2) у межах періоду із збільшенням порядкового номеру елементів їх відновні властивості зменшуються, а окиснювальні – посилюються. Тому найсильніші відновники – лужні та лужноземельні металеві елементи, що розпочинають періоди, а найсильніші окиснювачі – атоми галогенів, кисень, сульфур;
- 3) відновні властивості елементів зростають у межах головних підгруп зверху вниз, а в побічних підгрупах часто – навпаки.
- 4) окиснювальна здатність елементів збільшується по мірі зростання їх електронегативності. Так, для неметалевих елементів можна скласти такий ряд зростання їх окиснювальної здатності:



10.7. Розрахунок коефіцієнтів в рівняннях окисно-відновних реакцій методом урахування ступенів окиснення.

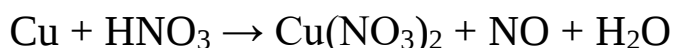
Йонно-електронний (метод напівреакцій або метод урахування ступенів окиснення).

Цей метод застосовують для розрахунків коефіцієнтів реакцій в розчинах. Він є більш методично вірним, так як в розчинах ніколи не існують окремі йони Mn^{+7} чи S^{+6} , які записують в методі електронного балансу, а в методі йонно-електронного балансу враховують реальні йони (MnO_4^- чи SO_4^{2-}), які утворюються в розчинах при розчиненні. З цією метою використовують йонно-електронний метод, або метод напівреакцій, в основу якого покладено складання йонних рівнянь для процесів окиснення відновника чи відновлення окисника з наступним написанням загального йонного рівняння.

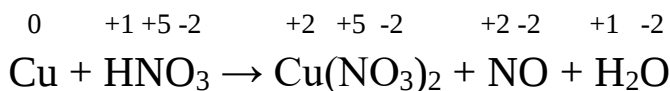
При складанні рівнянь окисно-відновних реакцій в йонному вигляді потрібно керуватися загальними правилами складання йонних реакцій. Сильні електроліти записують у вигляді йонів, при цьому в йонне рівняння не включають ті йони, які в результаті реакції не змінюються. Слабкі електроліти, неелектроліти, гази та осадки записують у вигляді молекул.

Алгоритм розрахунку коефіцієнтів в рівнянні окисно-відновних реакцій методом урахування ступенів окиснення

1. Запис схеми хімічної реакції (вихідні речовини та продукти реакції):



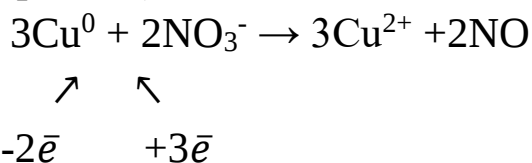
2. Розрахунок ступенів окиснення та знаходження окисника та відновника:



Купрум (Cu^0) – відновник; Нітроген (N^{+5}) в HNO_3 – окисник.

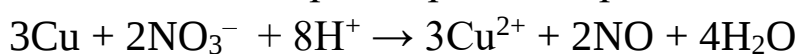
3. Запис йонів (або молекул, якщо речовина неелектроліт), які приймають участь в окисно-відновному процесі, розрахунок переходу електронів між окисником та відновником, та запис цих множників під окисником і відновником. Знаходження найменшого спільного

кратного і з нього розрахунок коефіцієнтів перед окисником та відновником (до та після реакції):



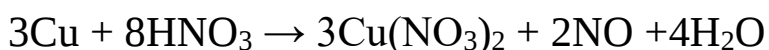
4. Розрахунок кількості атомів Оксигену до та після реакції ($6 - 2 = 4$); незв'язані чотири атоми Оксигену утворюють молекули води, їх також буде 4. Для одержання йонно-електронного рівняння зліва потрібно додати 8 йонів H^+ (із молекул середовища):

Йонно-електронне рівняння реакції



5. Розраховані коефіцієнти перенести в схему реакції:

Молекулярне рівняння реакції



Рівняння будь-якої окисно-відновної реакції можна записати у вигляді йонно-електронного рівняння, враховуючи, що сума атомів всіх елементів та зарядів до і після реакції повинна бути однаковою.

10.8. *Особливості складання рівнянь окисно-відновних процесів з урахуванням рН середовища. Поділ окисно-відновних процесів на групи за ознакою «енергетичний наслідок процесу».*

Особливості складання рівнянь окисно-відновних реакцій з урахуванням рН середовища.

При складанні рівнянь окисно-відновних реакцій з урахуванням рН середовища необхідно дотримуватися таких правил:

- якщо продукти реакції містять більше Оксигену, ніж вихідні компоненти, то поповнення Оксигеном у кислих і нейтральних розчинах відбувається за рахунок води, а в лужних розчинах за рахунок OH^- – гідроксогрупи;
- у кислому або нейтральному середовищі метали з ступенями окиснення $1+$, $2+$, $3+$ з кислотними залишками утворюють солі;
- у лужному середовищі йони металів, що утворюють малорозчинні гідроксиди, знаходяться в осаді;

- амфотерні елементи в лужному середовищі утворюють солі і входять до складу аніонів (K_3AlO_3 , Na_2ZnO_2 , тощо).

Поділ окисно-відновних процесів на групи за ознакою «енергетичний наслідок процесу»:

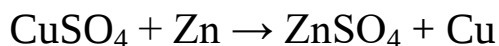
- 1 група – в результаті окисно-відновного процесу утворюється теплова, світлова, механічна, хімічна, електрична енергія.

- 2 група – в результаті окисно-відновного процесу одержують електричну енергію, яка легко трансформуються у всі останні форми Е.

Енергетичний наслідок (реакція – джерело енергії) окисно-відновного процесу обумовлюється шляхом проходження процесу. Є два шляхи проходження окисно-відновних процесів: хімічний і електрохімічний. Принципово ці шляхи відрізняються між собою одним структурним елементом – просторовим розташуванням окисника та відновника. Розглянемо ці процеси в наступному питанні.

10.9. Хімічний шлях проходження окисно-відновних процесів.

Хімічний шлях. Для висвітлення механізму проходження окисно-відновних процесів хімічним шляхом їх причини та рушійної сили звернемося до прикладів. В якості модельної реакції виберемо взаємодію цинку з розчином купрум сульфату.



Проведемо дослід: в розчин купрум сульфату ($C(CuSO_4) = 1$ моль/дм³) після вимірювання температури зануримо на 15-20 хвилин цинкову пластинку. Спостерігаємо (За допомогою чутливого термометру) підвищення температури розчину та виділення на пластинці чорної плівки міді, яка поступово червоніє. Отже, при проходженні окисно-відновної реакції хімічним шляхом хімічна енергія перетворюється на теплову ($X \rightarrow Q$). Про хімічний процес свідчить утворення осаду $\rightarrow$ чорний $CuO \rightarrow$ червоний Cu . Звернемо увагу на те, що для проведення цього процесу необхідні умови:

- наявність відновника (атом цинку) та окисника (йон купруму);
- їх безпосередній контакт на відстані йонного радіусу.

Саме під час підходу йону купруму (за рахунок теплового руху йонів на відстань йонного радіусу) до пластинки цинку валентні електрони цинку переходять із дії поля ядер цинку на поверхні металевої пластинки – під дію поля ядер йонів купруму. Відстань між окисником та відновником не більше йонного радіусу є обов'язковою умовою, тому що на більшій відстані, сила притягання ядра атому різко зменшується, тому перехід електронів від відновника до окисника (йон купруму) буде неможливим. При вказаній відстані відбувається два енергоємних процеси:

1. Відрив електронів від атому Zn^0 :

на відрив електронів від атому цинку витрачається енергія, ΔE_1 ;

2. Приєднання електронів до йону Cu^{2+} і утворення зв'язку при приєднанні електронів до йону купруму відбувається випромінювання енергії ΔE_2 .

Це пояснюється утворенням зв'язку між електронами та ядром купруму. А різниця енергій цих мікропроцесів, які відбуваються неупорядковано, підсилює хаотичне коливання молекул води, а це є тепловою енергією, яку фіксує термометр.

Отже причиною проходження цього процесу є те, що цинк є більш активним металом ніж купрум, тобто атом цинку легко віддає валентні електрони.

Відомо, що інертні гази (особливо гелій, неон, аргон), які не мають в структурі незавершених електронних оболонок не проявляють хімічної активності. Наявність вільних орбіталей обумовлює енергетичну нестабільність атомів, тому – здатність їх до хімічної взаємодії. При переході електрону від відновника до окисника відбувається енергетична стабілізація електронних оболонок обох атомів.

Відомо, що хімічна активність простих і складних речовин обумовлюється не лише будовою електронних оболонок атомів, але може підвищуватись при дії таких факторів, як температура, концентрація, тиск або участь каталізатору.

Висновок – хімічна енергія це енергія хімічного зв'язку. При цьому матеріальним носієм хімічної енергії є електрони. Саме

перебудова електронних оболонок атомів призводить до утворення нових молекул, речовин.

Електрони можуть бути носіями ще однієї форми енергії – електричної. З фізики відомо, що направлений рух електронів – це електричний струм. Якщо при хімічних реакціях електрони рухаються лише в мікроб'ємі атомів окисник = відновник, то виникнення електричного струму свідчить про те, що дія зовнішнього поля (ядра іншого атома) на атоми була настільки сильною, що електрони вийшли за межі атому, не утримуються силою взаємодії з ядром і рухаються під дією зовнішнього поля. Наявність провідника першого роду – металічного дроту сприяє утворенню спрямованого руху електронів – електричного струму. Умовою виникнення електричного струму є наявність різниці потенціалів між електродами. Джерело виникнення різниці потенціалів може бути фізичним – динамо-машина, або хімічним – гальванічний елемент.

10.10. Електрохімічний шлях окисно-відновних процесу та галузі його застосування.

Електрохімічний шлях окисно-відновного процесу.

Для визначення умов окисно-відновного процесу треба обґрунтувати поняття електродний потенціал. Р. Фейман дає таке визначення стрибку потенціалу:

на межі поділу будь-яких фаз виникає стрибок потенціалу за рахунок переходу зарядів в результаті взаємодії фаз.

Стрибок потенціалу являє собою накопичення зарядів протилежного знаку в першій та другій взаємодіючих фазах.

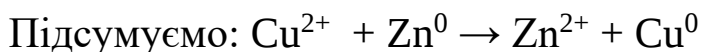
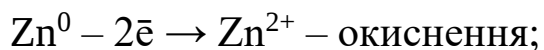
Описаний окисно-відновний процес між цинком та розчином купрум сульфату можливо також провести електрохімічним шляхом.

Для цього пластинки з цинку та міді зануримо у розчини їх солей з концентрацією 1 моль/дм³, на поверхні пластинок виникнуть різниці потенціалів

$$\varphi^{Zn/Zn^{2+}} = -0,76 \text{ В}$$

$$\varphi^{Cu/Cu^{2+}} = +0,34 \text{ В}$$

Тепер пластинки перетворились у електроди з певним значенням потенціалу, значення стрибків потенціалів беремо з таблиці «Ряд напруг металів». Негативний заряд електроду означає накопичення надлишку електронів на поверхні електроду, а позитивний заряд – це дефіцит електронів на поверхні пластинки. Наявні у розчинах йони Zn^{2+} та Cu^{2+} утворять шари на поверхні пластинок завдяки електростатичним взаємодіям і установиться рівновага між електродами та розчинами. З'єднаємо одержані електроди мідним дротом, а розчини поєднаємо за допомогою U-подібної трубки з розчином KCl. При цьому утвориться замкнений ланцюг. Виникнуть умови для руху електронів від цинкового електроду з негативним зарядом (надлишок $\bar{e}$) до мідного (дефіцит $\bar{e}$). Електрони будуть рухатись по мідному дроту. (Рушійною силою тут є різниця потенціалів між електродами). Тобто утвориться направлений потік електронів, тобто електричний струм. При цьому на цинковому та мідному електродах буде порушуватись рівновага між пластинками та розчинами. Згідно з принципом Ле Шательє для її відновлення починаються процеси на поверхні електродів:



Якщо порівняти сумарний процес з описаним вище, який проходив хімічним шляхом, то вони з точки зору хімії ідентичні, але в хімічному – відбувається перетворення енергії хімічної в теплову ($X \rightarrow Q$), а в електрохімічному – хімічна енергія перетвориться в електричну ($X \rightarrow E$), тобто різним є результат перетворення енергії. Пристрій, в якому енергія хімічної реакції може перетворитись на електричну називається гальванічний елемент. Основні складові частини його:

- два електроди з різним значенням потенціалу – відновник та окисник;

- наявність провідника I роду (мідний дріт) та провідника II роду (розчин електроліту в U-подібній трубці), а також основна

умова проходження електрохімічного процесу – дистанційне розташування окисника та відновника, при цьому електрони рухаються від відновника до окисника по провіднику першого роду між ними.

З термодинамічної точки зору перетворення ($X \rightarrow E$) є більш вигідним, тому що електрична енергія може в еквівалентних співвідношеннях перетворюватись в інші форми, а при перетворенні теплової енергії (Q) в інші форми спостерігається велика втрата енергії через розсіювання теплоти.

Взаємне перетворення хімічної та електричної енергії складають сутність електрохімічних процесів. Ці процеси знаходять широке застосування у промисловості:

- гальванічні елементи,
- електрохімічні покриття, як антикорозійний захист металів,
- очищення металів,
- одержання великої кількості металів при електролізі розплавів або розчинів їх солей, та інші.

ТЕМА 11

ЕЛЕКТРОХІМІЧНІ ПРОЦЕСИ

Питання

- 11.1. Що є спільним та відмінним між теплотою та роботою?
- 11.2. Які природні джерела енергії на Землі?
- 11.3. Чим хімічна енергія відрізняється від інших форм енергії?
- 11.4. У якій формі повинні бути вихідні речовини, щоб усі процеси були екзотермічними? Що таке енергетичний ефект реакції?
- 11.5. Що таке паливо?
- 11.6. Природне і штучне паливо.
- 11.7. У якому випадку електрон є носієм хімічної енергії, а у якому – електричної?
- 11.8. Як довести, що при утворенні хімічного зв'язку енергія завжди випромінюється?
- 11.9. Що таке внутрішня енергія системи? Чи можливо її повністю перетворити у роботу?
- 11.10. Які процеси, що використовуються у побуті або промисловості, базуються на перетвореннях електричної та хімічної енергії?
- 11.11. Поняття «потенціал» та його використання у різних галузях знань.
- 11.12. Ряд стандартних електричних потенціалів (ряд напруг металів).
- 11.13. Використання ряду напруг у хімічній освіті.
- 11.14. Які промислові процеси базуються на перетворення електричної енергії у хімічну?
- 11.15. Гальванічний елемент – його структура.
- 11.16. Приклади статичного поверхневого потенціалу в природі та побуті.
- 11.17. Використання гальванічних елементів як локальних джерел електричного струму. Галузі використання.
- 11.18. Одноразові та багаторазові локальні джерела електричного струму. Їх відмінність та переваги.
- 11.19. Свинцевий акумулятор: принцип дії, недоліки та переваги.
- 11.20. Паливний елемент – як наступний етап розвитку гальванічних елементів.

- 11.21.** Аналогія між дією паливного елемента та функціонуванням живої клітини.
- 11.22.** Воднево-кисневий паливний елемент.
- 11.23.** Які проблеми вповільнюють широке впровадження паливних елементів?
- 11.24.** Яку шкоду довкіллю спричиняють використані одноразові батарейки?
- 11.25.** Як зупинити отруєння родючих ґрунтів України токсичними солями важких металів?
- 11.26.** Які методи знешкодження батарейок існують у країнах з розвинутою промисловістю?
- 11.27.** Який варіант поводження з батарейками доцільно використовувати у сучасній Україні?
- 11.28.** Як поєднати вилучення використаних батарейок з проблемою екологічного виховання?

Актуальність теми

Електрохімічні процеси – це надзвичайно цікава й актуальна тема. Електрохімічні процеси відбуваються в акумуляторах, батареях, паливних елементах, при цьому хімічна енергія перетворюється в електричну чи навпаки. Електроліз використовують для виробництва та очищення металів. Гальванічні елементи та гальваностегію використовують для нанесення покриття від корозії металів і покращення зовнішнього вигляду металевих виробів, наприклад бампери автомобілів. Електрохімічні процеси грають значну роль в створення біосенсорів та електрохімічних датчиків, які застосовують для визначення якості харчових продуктів та моніторингу стану довкілля.

Відповіді та пояснення

11.1. Що є спільним та відмінним між теплотою та роботою?

Поняття теплота та робота є похідними від поняття енергія. Після багатьох років вивчення природи цих процесів вчені дійшли до висновку, що спільним у них є те, що вони є формами передачі енергії від однієї системи до іншої. В наш час невідомо інших форм передачі енергії. В той же час між теплотою та роботою є суттєві відмінності. Теплота обумовлюється хаотичним рухом мікрочастинок – це є основна ознака присутності теплової форми енергії. На цьому ж базується ще одна важлива термодинамічна функція – ентропія. Теплота – це передача енергії шляхом зміни швидкості хаотичного руху мікрочастинок системи.

В той же час поняття робота – це направлене переміщення макрочастинок, (або сукупності мікрочастинок) під дією зовнішніх сил. Ці форми передачі енергії існують поряд і часто виконання роботи гальмується через розсіювання частини енергії у формі теплоти.

11.2. Які природні джерела енергії на Землі?

1) Основним природним джерелом енергії для Землі є Сонце. Від нього за рік до Землі надходить $10,5 \cdot 10^6$ кДж/м·кВ енергії. 30% цієї

енергії відбивається назад у космос, 23% витрачається на випаровування і опади, 0,2% – на вітер та хвилі. 1% цієї енергії за допомогою реакції фотосинтезу накопичується і є джерелом життя на Землі.

2) Другим джерелом енергії на Землі є енергія земних надр, що підтримується ядерним розпадом урану-235, урану-238, торію-232, калію-40.

3) Третім джерелом енергії на Землі є кінетична енергія обертання Землі та її супутника Місяця як небесних тіл.

11.3. Чим хімічна енергія відрізняється від інших форм енергії?

Для хімії важливим поняттям є хімічна енергія. Хімічною енергією прийнято вважати енергію хімічних зв'язків.

Хімічна енергія – це особливий вид потенційної енергії, яка запасастся в хімічних зв'язках. Вона, на відміну від інших видів енергії (кінетична, теплова, електрична) пов'язана зі внутрішньою структурою речовини. Хімічна енергія виявляється лише під час хімічних реакцій, коли зв'язки розриваються чи утворюються. Хімічна енергія зберігається в хімічних зв'язках, міцність яких визначає кількість енергії, яка випромінюється або поглинається. Відомо, що при утворенні хімічного зв'язку між атомами електрони притягуються до більш електронегативного атому.

❖ *Приклад:* якщо утворюються йонний зв'язок між атомами натрію та хлору. Для цього електрон від атома натрію відривається (на це витрачається E_1), потім цей електрон притягується ядром хлору і утворюється зв'язок електрон $\bar{e}$ – ядро атому хлору.

Процес розривання хімічного зв'язку супроводжується поглинанням енергії (E_1). При утворенні зв'язку виділяється енергія (E_2). В результаті утворились позитивно заряджений йон натрію та негативно заряджений йон хлору. Їх електростатична взаємодія – це йонний зв'язок. А різниця енергій E_1 та E_2 визначає хімічну енергію утворення цього зв'язку.

Хімічна енергія може перетворюватись в інші види енергії. Хімічна енергія перетворюється на електричну завдяки переносу електронів.

- ❖ Під час фотосинтезу рослини перетворюють світлову енергію в хімічну, запасуючи її в глюкозі.
- ❖ Вся їжа містить хімічну енергію, яка вивільнюється в процесі травлення.

11.4. *У якій формі повинні бути вихідні речовини, щоб усі процеси були екзотермічними? Що таке енергетичний ефект реакції?*

Найчастіше хімічні реакції відбуваються між складними речовинами. Отже перед початком реакції у вихідних речовинах існує певний набір хімічних зв'язків між атомами. Для того, щоб речовини прореагували ці зв'язки треба зруйнувати, витративши енергію (E_1). Під час реакції утворюються нові зв'язки, при утворенні яких виділяється енергія (E_2). Різниця $E_2 - E_1$ характеризує енергетичний ефект реакції. Вимірюється він у кДж/моль. Визначення енергетичного ефекту реакції базується на висновку із закону Гесса:

Енергетичний ефект реакції дорівнює сумі ентальпій утворення продуктів реакції мінус суму ентальпій утворення вихідних речовин, вимірюється в кДж/моль.

Тобто, для того, щоб реакція була обов'язково екзотермічною, всі вихідні речовини мають бути переведені в атомарний стан. Це можна створити лише штучним шляхом.

11.5. *Що таке паливо?*

З глибокої давнини люди використовували реакції горіння як джерело енергії для промислових та побутових цілей. Найдавніше для цього використовували деревину, потім почали використовувати викопні види горючих речовин. Їх називають об'єднаним терміном паливо або пальне.

Паливо – це природні або штучно виготовлені речовини, одержання яких економічно обґрунтоване та при спалюванні яких одержується велика кількість теплової енергії.

Що означає вислів – економічно обґрунтовані (або рентабельні)? Спалювати можливо не лише пальне.

❖ *Приклад:* велику кількість теплової енергії можливо одержати при спалюванні алюмінію, адже сировини для його отримання (глини) дуже багато. Але витрати енергії на одержання алюмінію набагато більші, ніж енергія, що випромінюється при його спалюванні.

11.6. *Природне і штучне паливо.*

Природним паливом є вугілля, деревина, торф, горючі сланці, природний та попутний газ. З середини XIX ст. починають використовувати нафту та її похідні, які одержують як фракційною перегонкою нафти, так і шляхом крекінга. Одержані з нафти – бензин, гас, лігроїн, мазут – є штучним паливом.

До природного палива відносять також ядерне паливо, хоч трансформація його від руди до твела (паливний елемент, який використовують на АЕС) потребує багатьох підготовчих процесів і витрати енергії.

11.7. *У якому випадку електрон є носієм хімічної енергії, а у якому – електричної?*

Електрони є носіями двох різних форм енергії – хімічної та електричної. В той же час місцем розташування електронів є атоми речовини. Для вивільнення хімічної енергії, тобто для проходження хімічних реакцій електрони повинні належати хімічно активним атомам, лужному металу, кисню або галогену, при взаємодії яких енергія виділяється в різних формах – тепловій (реакція нейтралізації), світловій (калій + вода), механічній (вибух взаємодії суміші водню з киснем). При проходженні реакції утворюються нові хімічні зв'язки, це супроводжується рухом електронів в полі ядер атомів, які взаємодіють. Тобто при хімічній взаємодії електрони збуджуються але рухаються лише в межах атомів, яким вони належать. Головні квантові числа таких електронів змінюються в межах 1-7. Коли атоми піддаються опромінюванню, високій температурі, відбувається збудження, їх енергія збільшується, електрони можуть виходити за межі свого атому і рухатись під дією зовнішнього поля.

Хімічна енергія виявляється при утворенні нових речовин, які за рівнем внутрішньої енергії відрізняються від вихідних.

В випадку коли, хімічна енергія перетворена на електричну, то її можливо зафіксувати електричними приладами – гальванометром, вольтметром. Можна спостерігати світло в мікролампочках.

Якщо при цьому електрони рухаються по металічному провіднику, то це електричний струм.

Рух електрона в атомі зумовлений енергією взаємодії ядро-електрон та описується фундаментальними принципами квантової механіки. Енергія електрона в атомі має негативне значення. У металевому провіднику електрон вільно рухається в зоні провідності, не зв'язаний з окремими атомами, а його енергія має позитивне чи нульове значення.

Наявність різниці потенціалів у зовнішньому електричному полі створює умови для виникнення електричного струму, обумовленого направленим рухом електронів.

11.8. *Як довести, що при утворенні хімічного зв'язку енергія завжди виділяється?*

Утворення хімічного зв'язку – це взаємодія між атомами, при якій відбувається перекривання атомних орбіталей, область перекривання орбіталей має більшу щільність електронної густини, ніж за межами цієї області. Взаємодія області перекривання орбіталей з ядром підсилюється. А будь-яка взаємодія викликає зменшення енергії системи, тобто енергія виділяється. Довести це можливо, використовуючи логічний метод «доказ від зворотного». Відомо, що для розриву будь-якого зв'язку треба витратити енергію. Але якщо на розрив зв'язку енергія витрачається, то при утворенні цього зв'язку вона обов'язково повинна була виділитись. В протилежному випадку спостерігалось би порушення закону збереження енергії, який лежить в основі фізичної системи побудови матеріального світу.

11.9. *Що таке внутрішня енергія системи? Чи можливо її повністю перетворити у роботу?*

Хімічна система складається з атомів, молекул, йонів. Кожна з цих частинок має свій запас кінетичної та потенційної енергії. Сума енергії всіх частинок складає повну внутрішню енергію системи. За рахунок внутрішньої енергії система може виконати роботу, але

перетворити всю внутрішню енергію на роботу неможливо, це припинило би хаотичний рух мікрочастинок, тобто ентропія досягла б нуля, що заперечується другим законом термодинаміки.

Внутрішню енергію системи неможливо повністю перетворити у роботу. Внутрішня енергія має основну складову – теплову енергію, яка базується на хаотичному русі мікрочастинок. Це легко ілюструє структура теплових машин. Там основним компонентом є поршень, який рухається у циліндрі, який з'єднаний з пристроєм, що перетворює механічну енергію в електричну. Тобто кількість електричної енергії обумовлюється рухом поршня.

11.10. *Які процеси, що використовуються у побуті або промисловості, базуються на перетвореннях електричної та хімічної енергії?*

Перетворення електричної енергії у різні форми відбувається у побутових приладах – в механічну (вентилятор, пральна машина), теплову – (праска, обігрівачі), світлову – лампи та світильники.

Перетворення електричної та хімічної енергії є основою для багатьох процесів, які ми використовуємо щодня. Ці перетворення лежать в основі роботи таких пристроїв та технологій в побуті:

- батарейки – хімічна енергія перетворюється в електричну (ліхтарики);

- акумулятори, в яких електрична енергія перетворюється в хімічну при зарядці, а під час розряджання хімічна енергія перетворюється на електричну (телефони, ноутбуки, електроавтомобілі).

В промисловості:

- електроліз – електрична енергія перетворюється на хімічну, електричний струм пропускають крізь розчин чи розплав електроліту, і відбувається електрохімічна реакція (отримання металів з руд, виробництво хлору та лугів, очистка металів, гальванічне покриття, електрохімічний метод отримання активних металів);

- гальванічні елементи – хімічна енергія перетворюється на електричну – хімічна реакція в електролітах створює електричний струм (акумулятори, гальванічне покриття металів іншими металами

для захисті від корозії, наприклад катодний та анодний захист, гальванічні елементи застосовують в якості сенсорів для моніторингу, сонячні батареї (фотовольтанічні панелі).

11.11. *Поняття «потенціал» та його використання у різних галузях знань.*

Фізичний зміст поняття потенціал означає можливість системи виконувати роботу. Це поняття використовується в різних галузях науки, а також у різних системах життєдіяльності людини – військовий потенціал, економічний потенціал, культурний потенціал, та інше.

11.12. *Ряд стандартних електричних потенціалів (ряд напруг металів).*

Р. Фейнман так визначив виникнення стрибку потенціалу:

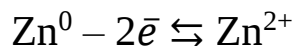
на межі поділу фаз виникає стрибок потенціалу за рахунок перерозподілу зарядів в результаті взаємодії фаз. Це явище обумовлене законами електродинаміки. При цьому відбувається накопичення зарядів протилежного знаку на певній відстані. Опишемо уявний експеримент:

1. Які процеси, виникають на поверхні металічної пластинки при зануренні її в чисту воду? Кристалічна ґратка будь-якого металу складається з позитивно заряджених йонів в структурі металу та електронного газу, який рухається між цими йонами. Електронний газ (газ Фермі) складається з валентних електронів металу. Вони рухливі, обумовлюють здатність металу реагувати на нагрівання (висока теплопровідність) та проводити електричний струм (електропровідність). Диполі води біля поверхні пластинки будуть орієнтуватись поверхневими йонами з утворенням частково гідратованих йонів. Про міцність зв'язків йон-диполь ми вже зазначали. Наступний етап – перехід частково гідратованих йонів у воду. При цьому електрони цих атомів залишаться на поверхні пластинки, утворюючи заряд поверхні – він буде від'ємний (негативний). Отже, відносно чистої води поверхня всіх металів набуває негативного заряду.

2. Змінімо умови досліду, розглянемо заряд металевієї пластинки, щодо розчину солі:

Якщо металічну пластинку занурити у розчин солі, то на її поверхні виникне два протилежних процеси:

Перехід йонів у воду (Прямий процес) v_1

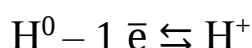


осадження йонів на пластинці (Зворотній процес) v_2

Якщо метал активний (цинк) то швидкість першого процесу більше, тому пластинка заряджається негативно ($v_1 > v_2$) (-). На межі фаз (метал – рідина) виникає подвійний електричний шар, що призводить до виникнення стрибка потенціалу.

Якщо метал неактивний (купрум), то більшою є швидкість осадження йонів з розчину – тобто пластинка заряджається позитивно ($v_1 < v_2$) (+).

Таким чином, металічна пластинка занурена в розчин солі перетворюється на електрод, який має певний поверхневий потенціал (електричний заряд). Виміряти потенціал одного електроду неможливо, тому існує метод вимірювання потенціалу електроду по відношенню до іншого, потенціал якого прийнято вважати таким, що дорівнює нулю. Таким обрано потенціал водневого електроду. Він складається з платинової пластинки, зануреної в розчин сульфатної кислоти ($\text{C}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ моль/дм}^3$). На поверхню платини направляють під певним тиском водень. Він адсорбується на поверхні платини і поводить себе як атом металу



Прямий або зворотній процес відбувається в залежності від другого електроду. Виміряні відносно водневого електроду потенціали металів дозволяють розташувати їх у ряд стандартних електродних потенціалів (ряд напруг. Додатки).

11.13. Використання ряду напруг у хімічній освіті.

Ряд напруг металів є важливою довідниковою таблицею. Його починають використовувати вже в 7 або 8 класі при вивченні хімії.

Області застосування ряду напруг:

1) При вивченні можливості взаємодії металів з кислотами з витісненням водню. Ці метали знаходяться в ряду напруг до Н.

2) Можливість взаємодії більш активних металів з розчинами солей менш активних металів (реакція витіснення).

3) Використання металічних захисних антикорозійних покриттів. Визначення можливості використання певного металу в якості анодного або катодного покриття.

4) Одержання металів методом електролізу.

5) Гальванічний елемент. Метали як діючі частини гальванічних пар.

11.14. *Які промислові процеси базуються на перетворення електричної енергії у хімічну?*

Перетворення електричної енергії у хімічну лежить в основі електролізу. Цим методом одержують лужні метали при електролізі розплавів їх солей. А при проведенні електролізу водного розчину натрій хлориду одержують на аноді хлор та на катоді водень, а в розчині залишається натрій гідроксид. Методом електролізу проводять очищення металів від домішок.

❖ *Приклад:* для виготовлення електричних дріт для точних приладів потрібно очистити мідь від домішок. Для цього зразок міді недостатньо очищеної (чорнової) використовують як анод, а в якості катоду застосовують мідний дріт (очищений). При проходженні електричного струму через розчин на аноді утворюються катіони міді при окисненні матеріалу аноду, які потім відновлюються на катоді. Тобто в результаті електролізу анод розчиняється, а катод збільшується в масі за рахунок осадження очищеної міді.

11.15. *Гальванічний елемент – його структура.*

Гальванічний елемент – це система, яка здатна перетворювати енергію хімічних реакцій у електричну енергію. Складові частини гальванічного елементу:

1) Два електроди з різним значенням електродних потенціалів.

❖ Приклад, цинкова пластинка у розчині цинк сульфату ($\varphi_0(\text{Zn}^{2+}, \text{Zn}^0) = -0,78 \text{ В}$) та мідна пластинка у розчині купрум сульфату ($\varphi_0(\text{Cu}^{2+}, \text{Cu}^0) = +0,34 \text{ В}$).

2) Мідний дріт для з'єднання електродів. (Це провідник першого роду)

3) U-подібна трубка заповнена розчином калій хлориду або калій нітрату, яка закрита пробками з фільтрувального паперу. (Це провідник другого роду).

4) Міні-лампочка або гальванометр для фіксації наявності току.

При замиканні схеми електрони з цинкового електроду, у якого електродний потенціал дорівнює ϕ ($-0,76$ В), тобто надлишок $\bar{e}$, рухаються до мідного електроду, у якого потенціал ϕ ($+0,34$ В), тобто дефіцит $\bar{e}$. При цьому порушується рівновага між електродами та оточуючими розчинами. Для відновлення рівноваги на цинковому електроді починається окиснення, йони цинку переходять у розчин, на пластинці накопичуються електрони. На мідному електроді відбувається відновлення йонів купруму. Рух електронів з цинкової на мідну пластинки гальванометр фіксує як електричний струм.

11.16. *Приклади статичного поверхневого потенціалу в природі та побуті.*

Вперше явище статичної електрики було виявлено в античній Греції. Спочатку виявили її утворення при терті бурштинової палички об хутро. Після цього поверхня палички починає притягувати до себе дрібні клаптки паперу, сухе волосся. Після виготовлення перших зразків білизни із синтетичних волокон виявилось, що поверхня такої білизни електризується, з неї навіть в темряві видно іскріння. Щоб зменшити це явище випускають спеціальні розчини – антистатиками. Явище утворення статичного заряду на поверхні сніжинок або крапель дощу проявляється у вигляді блискавок – миттєвому розряді, який відбувається при зіткненні хмар, які мають поверхневий заряд протилежного знаку.

11.17. *Використання гальванічних елементів як локальних джерел електричного струму. Галузі використання.*

Використання гальванічних елементів як джерела електричного струму дало можливість одержати локально діючі джерела електричного струму і використовувати їх у різних галузях науки, техніки, побуту, медицині. Незважаючи на те, що електрика від

гальванічних елементів суттєво дорожча за одержувану від стаціонарних джерел енергії, мережа застосування гальванічних елементів (батарейок) швидко поширюється. Побутова техніка, годинники, електронні пульти, дитячі іграшки, вимірювальна медична техніка, кардіостимулятори, слухові апарати, штучні органи людини та інше.

11.18. *Одноразові та багаторазові локальні джерела електричного струму. Їх відмінність та переваги.*

Важливим недоліком батарейок є те, що після розрядки їх треба замінювати. Тому вчені намагались вирішити цю проблему. Були створені акумуляторні батарейки, які можливо перезаряджати багато разів, використовуючи стаціонарну мережу електричного струму. Повністю замінити всі одноразові батарейки на акумуляторні заважає їх дещо вища вартість та доцільність. Адже в деяких приладах достатньо встановлювати малопотужні (сольові) батарейки. В інші – буде достатньо більш потужні (лужні) батарейки. Серед широковживаних батарейок зокрема є такі:

1) **Сольові** – мають низьку ємність, короткий трок роботи і низьку ціну, використовуються в пристроях з обмеженим енергоспоживанням (пульти дистанційного керування, термометри, підлогові терези, годинники).

2) **Лужні** батарейки мають середні ємність та строк роботи. Їх використовують в цифрових фотоапаратах із спалахом, дитячих іграшках, комп'ютерних клавіатурах і мишах, ручних ліхтарях.

3) **Літійові** батарейки мають високу ємність, тривалий термін дії. Їх використовують в комп'ютерах, фототехніці, медичній апаратурі та інше.

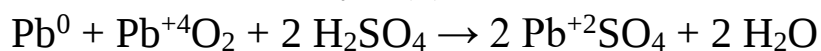
4) **Ртутні** батарейки мають строк служби 20-30 років, тому їх використовують у електронних годинниках, слухових апаратах, медичній апаратурі, кардіостимуляторах. Але зараз в багатьох країнах вони заборонені через надзвичайно токсичну дію ртуті.

5) **Срібні** батарейки використовують лише в окремих приладах через високу вартість срібла. Ці мініатюрні пристрої широко застосовують в наручних годинниках, ноутбуках, слухових апаратах,

музичних пристроях, де неможливо застосовувати батарейки великого розміру.

11.19. Свинцевий акумулятор: принцип дії, недоліки та переваги.

Одним з перших пристроїв, які можуть накопичувати електричну енергію були свинцеві акумулятори. Виготовлені на початку 20 ст. вони широко використовуються в автомобілях і до цього часу. Їх перевагою є те, що при з'єднанні декількох акумуляторів (шість) в батарею можливо отримати напругу у 12 В. Анод кожного елемента виготовлений із свинцю, а катод із плюмбум (IV) оксиду PbO_2 . Обидва електроди занурені у розчин сульфатної кислоти. При роботі акумулятора на катоді відбувається відновлення плюмбуму (+4) до плюмбуму (+2), а на аноді плюмбум (0) окислюється до стану (+2).



Реагенти свинець та плюмбум (IV) оксид є твердими речовинами, тому розділяти їх напівпроникненою перетинкою не потрібно. Але треба слідкувати, щоб не було безпосереднього контакту між електродами. Для цього використовують решітки з дерева або скловолокна. Для підтримки дії акумулятора важливою є умова щоб розчин сульфатної кислоти мав густину в інтервалі від 1,25-1,30 г/см³ до 1,20 г/см³. Якщо густина сульфатної кислоти знижується до 1,20 г/см³, треба провести перезарядку акумулятора.

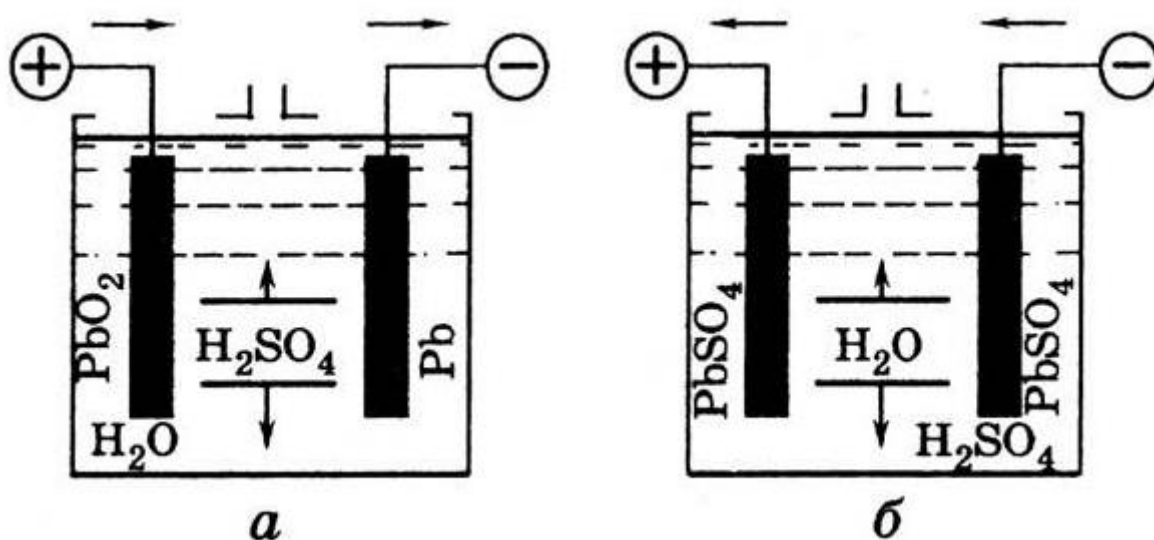
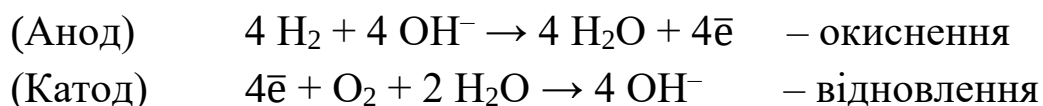


Рис. 11.1. Схема роботи свинцево-кислотного акумулятора:
а – розрядка; б – зарядка. К(+)/А(-).

Недоліком свинцевого акумулятора є висока вага пристрою, а також токсичність як металічного свинцю, так і його солей для людей і ґрунту.

11.20. *Паливний елемент – як наступний етап розвитку гальванічних елементів.*

Більшість гальванічних елементів працюють на основі реакцій витіснення (тобто окисно-відновних) реакцій. Але ще один тип окисно-відновних реакцій, а саме реакції сполучення. Вони є основою таких систем, як паливні елементи. В основі дії паливних елементів лежить реакція сполучення кисню з речовинами, які здатні легко окиснюватись (H_2 , CO та інші). Найпростішою є схема воднево-кисневого паливного елементу. В ньому водень та кисень під невеликим тиском поступають в середину пористих трубчастих електродів-нікелевого та вугільного. Ці електроди занурені у концентрований розчин KOH . Робота елемента базується на реакціях:



Максимально можлива напруга в такій системі 1,2 В. Самим складним в цій системі є забезпечення достатньої швидкості надходження кисню та водню. Однією з проблем при роботі з паливними елементами є те, що в більшості вони працюють при високих температурах. Це призводить не лише до втрат енергії через розсіювання, але і сприяє корозії металічних частин паливного елемента. Отже це завдання, яке стоїть перед розробниками паливних елементів.

Паливні елементи є, хімічними джерелами електричного струму, тому що перетворюють енергію хімічних реакцій на електричну енергію. Особливістю роботи цих систем є те, що вони перетворюють енергію палива в електричну енергію, обминаючи малоефективні, які йдуть з великими витратами теплоти, процеси горіння.

11.21. *Аналогія між дією паливного елемента та функціонуванням живої клітини.*

Паливний елемент і жива клітина – це дві системи, які виробляють енергію. Біохіміки встановили, що біологічний паливний

елемент «вмонтований» у кожну живу клітину. Одним із найбільш важливих є процес клітинного дихання, під час якого органічні речовини (глюкоза) окислюються до вуглекислого газу та води, а виділена енергія запасається у вигляді молекул АТФ (аденозинтрифосфату). Кисень з повітря потрапляє в кров через легені, з'єднується з гемоглобіном і розноситься по всім тканинам. Процес окиснення є одним з основних для біоенергетики організму. Тут у м'яких умовах (кімнатна температура, нормальний тиск, водне середовище) хімічна енергія з високим ККД перетворюється на теплову (підтримка сталої температури тіла), механічну (рух м'язів), електричну (електричний скат), світло (світлячки).

Тобто, обидві системи перетворюють хімічну енергію в іншу форму. В обох випадках електрони грають важливу роль в перенесенні енергії. Відбуваються окисно-відновні реакції, пов'язані з передачею електронів. Таким чином, в живих клітинах та паливному елементі відбувається перетворення енергії.

11.22. Воднево-кисневий паливний елемент.

Розвиток технології паливних елементів був результатом тривалої колективної роботи багатьох поколінь вчених і інженерів, кожен з яких додавав свою частку до загальної справи. Ключовими постатями створення паливного елемента, який перетворює хімічну енергію в електричну, були британські фізик Вільям Гроув та хімік Людвіг Монд.

Гроув спостерігав, як під час електролізу води утворюється водень та кисень, а після відключення зовнішнього джерела струму між електродами виникає електричний струм.

Що горить в паливному елементі? Вископне паливо (вугілля, газ, нафта) складається, в основному, зі сполук Карбону. При спалюванні палива атоми Карбону втрачають електрони, а атоми Оксигену повітря приєднують їх. Основа будь-кого електрохімічного джерела струму два електроди з'єднані електролітом.

Паливний елемент – це електрохімічний пристрій, який перетворює хімічну енергію в електричну чи теплову. Він працює за принципом електролізу, але у зворотному напрямку.

Паливний елемент також складається з аноду, катоду та електроліту. На аноді відновник (CO або H_2) віддає електрони, окиснюється, вільні електрони надходять у зовнішній ланцюг, виконуючи корисну роботу до катоду, протони проходять крізь електроліт до катоду, а позитивні йони утримуються на кордоні анод-електроліт. З іншого кінця ланцюга електрони підходять до катода, на якому йде реакція відновлення (приєднують електрони окисником O_2). На катоді протони, електрони та кисень з'єднуються, утворюючи воду. У паливних елементах разом зведені три фази фізико-хімічної системи: газ (паливо), електроліт (провідник йонів), металевий електрод (провідник електронів) (Рис.11.2).

Паливні елементи мають високу ефективність (високий ККД перетворення хімічної енергії в електричну, є чистим джерелом енергії, так як один із продуктів – вода, працюють тихо, що дозволяє використовувати поблизу житлових будинків. Застосовують паливні елементи в космічних апаратах, автомобілях, портативних пристроях. Паливні елементи вважають однією з найперспективніших технологій для отримання чистої енергії в майбутньому.

11.23. *Які проблеми вповільнюють широке впровадження паливних елементів?*

Є два напрямки розвитку паливних елементів: автономна і велика енергетика.

Для автономного напрямку основними є питомі характеристики і зручність в експлуатації. Вартість виробленої енергії не є основним показником.

Для великої енергетики вирішальним є економічність. Крім того, що установки повинні бути довговічними, вони не повинні мати дорогих матеріалів і використовувати природне паливо при мінімальних витратах на підготовку.

Найбільші вигоди обіцяє використання паливних елементів у автомобілі. Тут, як ніде, позначиться компактність паливних елементів. При безпосередньому отриманні електроенергії з палива економія останнього складе близько 50%.

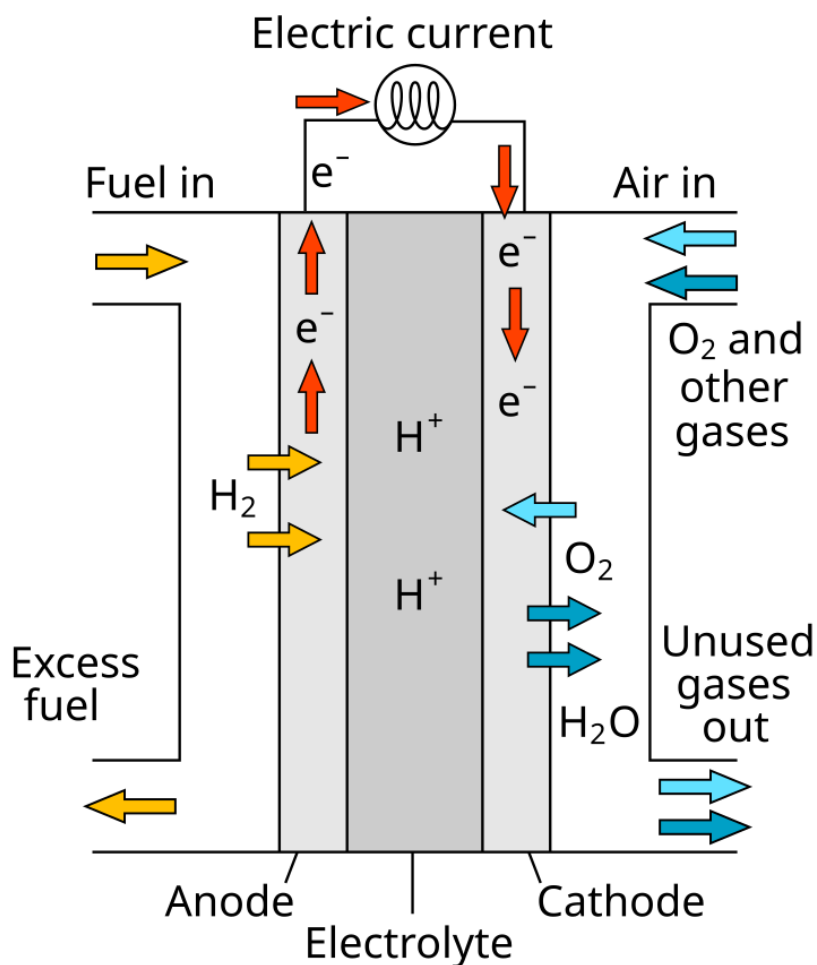


Рис. 11.2. Схема роботи паливного елемента.
https://en.wikipedia.org/wiki/Fuel_cell#/media/File:Solid_oxide_fuel_cell_protonic.svg

11.24. Яку шкоду довкіллю спричиняють використані одноразові батарейки?

На кожній одноразовій батарейці стоїть знак, який забороняє викидати батарейки у сміття. Це пояснюється тим, що до складу батарейок входять солі високотоксичних металів, особливо щодо ґрунту. Це свинець, ртуть, кадмій, цинк, марганець та інші. Доведено, що 1 пальчикова батарейка отрує 20 м² ґрунту, або 400 дм³ води. Отруєння ґрунту полягає в тому, що різко зменшується його основна якість – родючість. Саме родючість ґрунту відповідає за те, що висіяні в ґрунт зерна не лише проростають, але виростають в рослину, яка цвіте і плодоносить. На планеті небагато ґрунтів є родючими. І саме в Україні зосереджено біля 40% всіх родючих ґрунтів планети –

українських чорноземів. Тому особливо небезпечно викидати у сміття батарейки в Україні. Науковці довели, що шар чорнозему утворюється надзвичайно повільно – за 100 років утворюється шар в 1 см. В Україні зустрічаються шари ґрунту більше ніж 100 см. Важко уявити, скільки віків трудилась жива речовина планети, щоб створити це диво. І враховуючи, що за рік в Україну завозили, до широкомасштабного вторгнення, приблизно 160 млн. батареек, можливо зрозуміти, яку велику загрозу становлять вони не лише для України, але для всього живого світу.

11.25. *Як зупинити отруєння родючих ґрунтів України токсичними солями важких металів?*

Захистити родючі ґрунти від отруйного впливу батареек достатньо просто, якщо вилучати батарейки окремо в кожній родині, або місцях їх використання. Цей метод використовують за кордоном, де викидання батареек в ґрунт або сміття загрожує штрафами від 3 до 5 тисяч доларів. Там збирання відпрацьованих батареек забезпечує реалізатор та виробник батареек. За повернені батарейки покупець отримує певну плату. І навіть тоді, коли зворотна оплата повернутих батареек висока, вона неспівставна з вартістю ґрунту, яку може отруїти кожна батарейка.

11.26. *Які методи знешкодження батареек існують у країнах з розвинутою промисловістю?*

У країнах з розвинутою промисловістю добре налагоджено повернення відпрацьованих батареек в місця їх утилізації. За це відповідають реалізатори батареек та ті, хто їх виготовляє. Заводи виробники надають реалізаторам певні кошти для матеріальної зацікавленості покупців у поверненні батареек. Крім того, за потрапляння відпрацьованих батареек у побутові відходи є високі штрафи. Одним з методів знешкодження відпрацьованих батареек, який застосовують в Японії, це збір та зберігання сортованих батареек у спеціальних схронах, в яких забезпечено захист батареек від впливу атмосферних опадів. Японці пояснюють це тим, що в сучасних умовах утилізація батареек є достатньо затратним процесом. Над удосконаленням технології утилізації працюють

технологи і вірогідна поява більш дешевої технології утилізації. Тоді схрони із відпрацьованими батарейками стануть зручними джерелами для одержання ряду кольорових металів, які є рідкими і необхідними.

❖ *Приклад:* цинк добувають із руди, яка містить 0,15% цинку.

В той же час ряд батарейок містить від 15 до 17% цинку.

11.27. *Який варіант поводження з батарейками доцільно використовувати у сучасній Україні?*

В Україні вилучення батарейок із побутового сміття не налагоджено. В 2013 році Всеукраїнська екологічна Ліга організувала екологічну акцію «Стоп, Батарейка!». Треба сказати, що в багатьох обласних центрах екологічні активісти організували процес вилучення батарейок через участь шкіл та небайдужих українців. Але виявилось, що після вилучення батарейок їх нікуди подіти. В 2014 році, зібравши 900 кг батарейок, херсонські екологічні організації звертались до Всеукраїнської екологічної Ліги, вони надіслали транспорт і ці батарейки були транспортовані до Франції, тому що в Україні немає жодного заводу для їх утилізації. Але в подальшому договір з Францією не був пролонгований. В Херсоні було зібрано більше 7 тон батарейок, які не було де зберігати, міський голова Миколаєнко В.В. організував місце зберігання. Ми вважаємо, що в сучасній Україні доцільно використати досвід Японії, тобто в умовах, коли держава не може виділити кошти для переробки батарейок, збирати батарейки у пластикові контейнери – 5 літрові бутлі з під питної води, які герметично закриваються. Ці контейнери можуть безпечно зберігатись до 10 років, при умові, що батарейки розсортовані.

11.28. *Як поєднати вилучення використаних батарейок з проблемою екологічного виховання?*

Треба зазначити, що за ці роки в Херсоні викладачі ХДУ зі студентами за участю екологів-активістів розмістили в школах та інших установах більше 250 контейнерів для збирання батарейок. На жаль внаслідок окупації Херсону в 2022 році та масштабного бомбування міста після деокупації, ця робота поставлена на паузу.

Весь цей час активісті звертались до міськради з проханням організувати пункт збирання не лише батарейок, але і інших

ртутьвмісних приборів. Поки це не зроблено. В той же час не можна зупинити процес збирання батарейок, тому що в роз'яснення шкідливості батарейок і необхідності захисту ґрунтів від отруєння вкладено дуже багато енергії студентів, школярів. Якщо зупинити цей процес, це збільшить зневіру молоді в будь-які дії по розвитку екологічного руху. Щоб знайти вихід, звернулись до голови міськради Херсону Миколаєнко В.В. (2014-2020 р.) з поясненням ситуації та проханням виділити місце для накопичення та зберігання батарейок Це було зроблено в 2016 році. Чотири роки поспіль 22 квітня (це день Землі по Всесвітньому екологічному календарю) викладачі кафедри хімії та фармації (медичний факультет) проводили Свято Землі на теренах ХДУ. Звертались до всіх шкіл Херсону з запрошенням команд-екологів на свято. В якості подарунків Землі школярі готували контейнери з відпрацьованими батарейками. Кількість повних контейнерів визначала кількість школярів в команді. Один повний контейнер – це один гектар землі захищений від отруєння солями важких металів. В 2017 році це склало 95 гектарів, в 2018 році – 126 га.

ТЕМА 12

ФОСФАТНА ЗАГРОЗА ДОВКІЛЛЮ

Питання

- 12.1.** Що означає вираз «фосфатна загроза» довкіллю України?
- 12.2.** Чому це явище локалізовано саме в Україні?
- 12.3.** Де зосереджений Фосфор на планеті Земля і що відомо про Фосфор в Космосі?
- 12.4.** Де локалізований Фосфор в організмі людини?
- 12.5.** Чому треба вживати харчі, багаті на Фосфор?
- 12.6.** Які функції Фосфору в живий організмах?
- 12.7.** Особливості колообігу Фосфору в природі. Розклад залишків живих організмів. Чим пояснити явище фосфатного голодування ґрунтів? Фосфатні добрива і ґрунти.
- 12.8.** Яке наукове відкриття викликало появу явища, що назвали фосфатною загрозою довкілля?
- 12.9.** Як довести, що саме фосфати в мийних засобах викликали евтрофікацію водойм, а не вимивання фосфатних добрив з ґрунтів?
- 12.10.** Механізм впливу фосфатів на здоров'я людей.
- 12.11.** Які основні хвороби провокують фосфати з мийних засобів у людей?
- 12.12.** Що таке евтрофікація водойм і як вона виникає?
- 12.13.** Як впливає евтрофікація на стан гідросфери і атмосфери?
- 12.14.** Що викликає замори риби та раків?
- 12.15.** Приклади подолання фосфатної загрози в регіонах світу.
- 12.16.** Фосфатні добавки – шлях подолання порушення фосфатного балансу чи загроза здоров'ю?
- 12.17.** Застосування фосфатів у військовій справі.
- 12.18.** Фосфорорганічні сполуки. Їх застосування і особливості.
- 12.19.** Чи варто законодавчо заборонити використання фосфатовмісних мийних засобів в Україні?
- 12.20.** Які економічні переваги матиме Україна при подоланні фосфатної загрози довкіллю?

Актуальність теми

Фосфатна загроза довкіллю є надзвичайно гострою проблемою сучасного світу. Тому людству потрібно зрозуміти масштаби цієї проблеми та шукати шляхи зменшення негативного впливу фосфатів на оточуюче середовище та здоров'я людини. Кожен з нас може зменшити вплив фосфатів, використовуючи безфосфатні засоби побутової хімії.

Відповіді та пояснення

12.1. Що означає вираз «фосфатна загроза» довкіллю України?

Термін «фосфатна загроза довкіллю України» з'явився у наукових журналах достатньо недавно 20-30 років тому і спочатку означав евтрофікацію (заростання водоростями) водойм через появу в річках сполук фосфора, які підживлювали водорості і викликали їх дуже швидке розмноження. Вже пізніше до цього попереднього визначення додалось, що це явище супроводжується отруєнням води, заморами риби та погіршенням стану здоров'я людей.

12.2. Чому це явище локалізовано саме в Україні?

Треба зазначити, що ознаки «фосфатної загрози довкіллю» вперше спостерігались в країнах з високим рівнем розвитку промисловості та медицини (Японії, США, країнах Західної Європи). Але це зустріло занепокоєння та різко негативне відношення населення цих країн. А страхові компанії, які повинні виплачувати високі страхові суми при захворюваннях працівників, швидко провели ряд експертиз щодо причин швидкого зростання кількості хвороб серцево-судинної системи та скелету, а також дерматитів та алергії. Всі зійшлись на висновках, що причина – сполуки фосфора плюс поверхнево-активні речовини мийних засобів. До цього додали спостереження екологів: фосфати є причиною евтрофікації водойм, їх старіння та заболочування. Розвинена в тих країнах система громадських організацій та профспілок швидко відреагувала на загрозу: люди об'єднались у вимогах до урядів – законодавчо заборонити продаж, рекламу і випуск фосфатовмісних мийних засобів на територіях відповідних країн. Тому майже в 40 країнах 15-20 років

тому фосфатовмісні мийні засоби заборонили. В Україні цього не відбулось. Тому всі іноземні корпорації швидко перемістили всі підприємства на наші терени.

12.3. Де зосереджений Фосфор на планеті Земля і що відомо про Фосфор в Космосі?

Фосфор займає 15 місце серед інших елементів по поширеності. Достатньо хімічно активний він не зустрічається в вільному стані, але входить до складу 190 різних відомих на цей час мінералів. Найбільш поширені з них фосфорити і апатити. В невеликій кількості в метеоритах, які прилітають з Космосу, знайдені фосфіди Феруму, Ніколу, Кобальту. Ці сполуки можливо одержати лише при надзвичайно великому тиску та високих температурах. Тому ймовірно вони існують в глибинних шарах мантиї та ядра Землі. Для Фосфору характерно існування декількох алотропних модифікацій. В умовах наближених до звичайних найбільш поширений білий та червоний фосфор.

12.4. Де локалізований Фосфор в організмі людини?

Фосфор входить до складу всіх живих організмів – найпростіших, рослин, грибів, тварин, людини. Вважають, що в організмі людини масою 70 кг знаходиться біля 1500 г фосфору – до скелету входить біля 1300 г, до складу м'язів – приблизно 200-350 г і до складу мозку та нервових клітин біля 12 г. Зубна емаль складається з фторапатиту. Речовини, до яких входить фосфор – це біоорганічні фосфати. Вони є обов'язковими компонентами всіх біохімічних процесів в організмі.

12.5. Чому треба вживати харчі, багаті на Фосфор?

Фосфор є рухливим елементом: за добу через органи виділення людини – нирки та кишечник з організму виходить біля 1,5 г фосфору. Для збереження фосфатного балансу стільки ж фосфору треба ввести в організм з харчами. Рекомендований добовий рівень фосфору в продуктах харчування залежить від віку:

Для немовлят до 6 місяців	– 100 мг в день
Від 7 до 12 місяців	– 375 мг
Від 1 до 3 років	– 460 мг
Від 4 до 8 років	– 500 мг

Від 9 до 18 років – 1250 мг

Від 19 до 50 років – 700 мг

❖ *Приклади харчових продуктів з високим вмістом Фосфору:*

Насіння: в 100 г насіння кавуна – понад 1200 мг Фосфору. Також багате на Фосфор насіння соняшнику, льону, кунжуту та насіння чіа (іспанська шавлія).

Горіхи: в 100 г бразильських горіхів – 725 мг Фосфору. Також Фосфор міститься в мигдалі, фісташках, кеш'ю, кедрових горіхах.

Риба і морепродукти: велика кількість Фосфору міститься в таких видах риби як лосось, короп, тріска, тунець, скумбрія, біла риба, сардини. У 100 г лосося – 371 мг фосфору. Багато Фосфору в устрицях, мідіях, креветках та крабовому м'ясі.

М'ясо: в 100 г свинини – 311 мг Фосфору. Трохи менше Фосфору в яловичині (286 мг в 100 г), курятині, індичатині.

Молоко – крім кальцію та вітаміну D, в молоці міститься велика кількість Фосфору. В 1 склянці молока (250 см³) – більше 200 мг Фосфору.

Сири – велика кількість Фосфору у сирах, в 50 г може міститися більше 200 мг Фосфору.

Соеві продукти: в 100 г тофу – 287 мг Фосфору.

Бобові: в 100 г – 180 мг Фосфору.

Яйця: в 1 яйці – біля 60 мг Фосфору.

12.6. Які функції Фосфору в живий організмах?

Окрему групу складають біоорганічні сполуки Фосфору, які беруть участь у всіх біохімічних процесах в живих організмах. Тут присутні як неорганічні, так і біоорганічні-сполуки Фосфору.

В живих організмах сполуки Фосфору виконують різні функції:

1) Входять до складу нуклеїнових кислот, які відіграють важливу роль у передачі спадкової інформації. В маленьких внутрішньоклітинних утвореннях – мітохондріях проходять біохімічні реакції, які забезпечують організм енергією: тобто поживні речовини, які потрапили з перетравленими харчами, окиснюються киснем повітря. Велика частина енергії накопичується у молекулах АТФ (аденозинтрифосфорна кислоти). Ці складні органічні фосфоровмісні

сполуки, є універсальними АКУМУЛЯТОРАМИ енергії. Коли організм синтезує білки, або виконує іншу роботу, яка потребує витрати енергії, відбувається гідроліз АТФ та виділяється енергія.

2) Фосфати містяться в середині клітин. Концентрація фосфатів у клітинах у 40 разів вище, ніж у позаклітинному середовищі.

3) Розчинні солі фосфатної кислоти формують фосфатну буферну систему, яка відповідає за кислотно-лужний баланс рН внутрішньоклітинної рідини. Вміст неорганічних фосфатів в крові складає 0,94-1,44 ммоль/дм³, але 50% з них знаходиться в кістках, де вони разом з кальцієм утворює основну мінеральну речовину кісткової тканини.

4) Фосфати – необхідний компонент клітинних мембран, вони входять до складу багатьох коферментів та фосфопротеїнів. Значна частина енергії, яка утворюється при гідролізі вуглеводів акумулюється в багатих енергією органічних сполуках фосфорної кислоти. Аналогічно Нітрогену, Оксигену та Карбону Фосфор приймає участь у природному колообігу речовин. В рослини Фосфор з ґрунту надходить завдяки кореневій системі, в них відбувається перетворення неорганічних фосфатів у складні фосфорорганічні сполуки, що відіграють дуже велику роль у складі організмів тварин та людей.

5) Після загибелі людей та тварин їх залишки надходять у ґрунт, де розкладаються і утворюються з них неорганічні речовини.

12.7. Особливості колообігу Фосфору в природі. Розклад залишків живих організмів. Чим пояснити явище фосфатного голодування ґрунтів? Фосфатні добрива і ґрунти

Підраховано, що біля 70% фосфатів, які надійшли з харчовими продуктами в організм людини, засвоюються в шлунково-кишковому тракті під дією корисних бактерій та фосфатазних ферментів. Природний колообіг речовин порушує діяльність людей тому, що разом з врожаєм з ґрунту виносяться мільйони тон сполук Фосфору, який накопичується в насінні рослин та в інших їх органах. Поступово утворюється явище «фосфатного» голодування ґрунтів. Усунути нестачу фосфору можна внесенням фосфорних добрив. Саме на виробництво фосфорних добрив витрачається більша частина

фосфору, який виробляється. Одержання фосфорних добрив – це приклад перетворення природних фосфатів (апатитів та фосфоритів) у такі сполуки, які можуть легко з ґрунту надходити в рослинні організми. В рослинах фосфати перетворюються в складні біоорганічні сполуки, що є основою життєдіяльності людей та тварин.

На поверхні суші відбувається інтенсивний колообіг Фосфору в системі ґрунт → рослини → тварини → ґрунт. Так як мінеральні сполуки Фосфору важкорозчинні, то рослини використовують легкорозчинні форми, що утворюються при мікробному розкладу органічних решток чи відповідних мінеральних добрив.

За ступенем розчинності та доступності для засвоєння рослинами фосфорні добрива ділять на такі три групи.

1.Водорозчинні – легкодоступні для засвоєння рослинами на всіх ґрунтах (суперфосфати).

2.Напіврозчинні – менш доступні для засвоєння рослинами, ніж водорозчинні сполуки. Фосфати таких добрив нерозчинні у воді, але легко переходять у розчин цитратної кислоти або лужний розчин амоній цитрату (цитраторозчинні), також преципітат, знефторені фосфати, томасшлак, фосфатшлак.

3.Не розчинні у воді, погано розчинні у слабких кислотах фосфати, які важко-доступні для засвоєння більшістю сільськогосподарських культур (фосфоритне і кісткове борошно)

Окрема група – конденсовані фосфати, в яких розчинність не має великого значення, так як в ґрунті вони перетворюються в легкодоступні для рослин форми.

12.8. *Яке наукове відкриття викликало появу явища, що назвали фосфатною загрозою довкілля?*

ВІДКРИТТЯ ЕФЕКТИВНИХ МИЮЧИХ ЗАСОБІВ:

В 50-х роках минулого століття хіміки одержали ефективні миючі засоби на основі лужних фосфатів, що почали широко застосовувати для прання, миття посуду та чистки побутових речей. Їх використовували разом з СПАР (синтетичні поверхнево-активні речовини). Відношення до цих засобів побутової хімії було надзвичайно схвальним, на рівні ейфорії.

Але приблизно через десять років з'явилися перші сигнали про небезпеку від лікарів. Вони з'ясували, що відбувається незвичайно швидке підвищення кількості захворювань серцево-судинних органів і скелету. В цей час дослідники водойм помітили швидку евтрофікацію (заростання водоростями) водойм та перетворення озер і малих річок на болота.

Співставлення ситуації в медицині та екології довело, що причиною цих нібито різних явищ є активне використання фосфатів разом з СПАР у промисловості й особливо в побуті. Особливу небезпеку створювали аніонні СПАР, які використовувались разом з фосфатами. Ці речовини провокують порушення імунітету, ураження мозку, легенів, нирок.

12.9. *Як довести, що саме фосфати в мийних засобах викликали евтрофікацію водойм, а не вимивання фосфатних добрив з ґрунтів?*

Добрива, в тому числі і фосфатні, почали вносити в ґрунти на початку ХХ століття, але до 70-х років суттєвого впливу на швидке розмноження водоростей у водоймах, тобто евтрофікацію, не спостерігалось. В 70-роках почало виникати це явище, після відкриття фосфатних мийних засобів й їх інтенсивного використання в розвинених країнах. В Україні явище евтрофікації виникло на 20 років пізніше – коли транскордонні корпорації перемістили сюди свої виробництва.

12.10. *Механізм впливу фосфатів на здоров'я людей.*

При вивченні механізму дії фосфатів з'ясувалось, що в процесі прання білизни синтетичні мийні засоби і СПАР в пральних машинах поділяються на дві частини

ПЕРША ЧАСТИНА фосфатів впливає на стан здоров'я проникаючи в організм крізь шкіру:

Сполуки адсорбуються на поверхні одягу та не змиваються після 10 разів полоскання у гарячій воді (при температурі 80°C).

Адсорбовані на одязі фосфати разом з СПАР при контакті зі шкірою людини легко розчиняються у пото-жировій рідині, що завжди є на поверхні шкіри та є причиною дерматитів та алергії. При пранні та митті посуду фосфати сприяють розчиненню жирів та знежирюють

шкіру. Ще однією причиною шкоди здоров'ю людей та тварин є погіршення якості прісної питної води. Вони разом з водою потрапляють в організм, в крові здатні зв'язувати йони кальцію, з якими фосфат-йони утворюють мікрокристали нерозчинного кальцій фосфату, які осідають в на внутрішній поверхні судин та зменшують їх діаметр, що може призводити до гіпертонії, інсультів та інфарктів. Внаслідок осадження мікрокристалів в суглобах виникають захворювання: сколіоз, остеопороз, враження суглобів.

Звертаємо увагу! Не можна мити посуд фосфатовмісними засобами. Фосфати та ПАР адсорбуються на поверхнях посуду і не змиваються. Розчинившись у харчових рідинах фосфати потрапляють в організм.

12.11. *Які основні хвороби провокують фосфати з мийних засобів у людей?*

Отже, **фосфатні мийні засоби** в деякій мірі є причинами захворювань серцево-судинної системи (інсульти, інфаркти), хребта і опірно-рухливої системи – артрози, сколіоз, остеопороз. Фосфати та СПАР руйнують захисний бар'єр, який створює шкіра, що є причиною дерматитів. Ці речовини погіршують якість питної води, а відомо, що якість питної води медицина вважає причиною багатьох захворювань.

12.12. *Що таке евтрофікація водойм і як вона виникає?*

ДРУГА частина фосфатів потрапляє у водойми зі стічними водами. Фосфати – це дуже ефективні мінеральні добрива для більшості зелених рослин. Тому вони підживлюють і водорості. Особливо швидко ростуть та розмножуються синьо-зелені. Влітку при високих температурах ці водорості можуть подвоювати свою масу протягом двох годин. Біологи та екологи називають таке явище «біологічним вибухом». Кількість розчиненого в воді кисню стає меншою. Значна кількість кисню іде на процеси гниття відмерлих водоростей, що викликає «замор» риби. Поверхня води вкривається плівкою цих водоростей, потім вітер збиває їх у товсті пласти, які під сонцем миттєво починають розкладатись, з утворенням H_2S (сірководня) й отруйних речовин. Вода змінює запах свіжості на огидний сморід сірководню разом з амоніаком та метаном. Над поверхнею води

накопичується сірководень, він важчий за повітря та не пропускає до поверхні кисень з повітря..

Експерти оцінюють масу фосфатно забруднених стоків, що потрапляють за рік у водойми України у приблизно 4,5 мільйони тон.

Явище, коли поверхня водойми вкривається шаром водоростей, біологи називають «вода цвіте». Це свідчить про старіння водойми, наближення до стану болота.

12.13. Як впливає евтрофікація на стан гідросфери і атмосфери?

Надмірне збільшення кількості водоростей у водоймі та виникнення процесів гниття ведуть до утворення сірководню, який частково розчиняється у воді, частково виділяється у повітря. Він важчий за повітря, тому створює над поверхнею води шар, що заважає надходженню кисню до поверхні. При гнитті органічних решток утворюються феноли та інші небезпечні органічні речовини, які розчиняються у воді. Це викликає загибель риби, раків та порушує природну біосистему. Риби більше вразливі щодо дії фосфатів, оніж люди. Санітарні норми для водойм, що використовуються як джерела прісної питної води, дозволяють вміст фосфатів до 1,5 мг/дм³, але риба гине вже при 0,2 мг/дм³.

12.14. Що викликає замори риби та раків?

Ми вже зазначали, що фосфатна загроза довкіллю з'явилась після відкриття можливості лужних фосфатів бути ефективними очищувачами, які дозволяють прати білизну в присутності ПАР (поверхнево активні речовини). Надмірне використання цих речовин у багатьох галузях промисловості, а також в домашньому господарстві. На протязі приблизно 10 років використання цих речовин призвело до таких екологічних негараздів:

1) швидка евтрофікація водойм з прісною водою і доведення їх до стану болот;

2) отруєння води і неможливість використання її в якості питної без коштовного доочищення;

3) використання фосфатних мийних засобів населенням призвело до зростання алергічних хвороб та дерматитів;

4) швидка евтрофікація водойм (заростання водоростями) шкодить судноплавству і використанню найбільш дешевого водного шляху для переміщення людей і транспортування вантажів;

5) фосфати в водоймах викликають посилений ріст водоростей, зменшення розчинного кисню, що призводить до загибелі прісноводних риб, раків. Це обмежує харчування людей рибою, яка дуже необхідна людям для підтримки фосфатного балансу в організмі;

12.15. Приклади подолання фосфатної загрози в регіонах світу.

Наведені екологічні негаразди вперше почали спостерігатись у промислово розвинених країнах, починаючи з Японії (1986 р.) Такі явища викликали занепокоєння у населення цих країн. В той час в розвинених країнах був створений екологічний менеджмент, тому зібралась наукова громадськість, громадські організації, представники профспілок, які дбають про здоров'я робітників, представники страхових організацій, які повинні виплачувати гарантійні виплати при хворобах. Ці громадські організації звернулись до Урядів країн з вимогою законодавчо заборонити продаж, виробництво та рекламування мийних засобів з вмістом фосфатів. Тому в багатьох країнах відбулось самоочищення багатьох водойм.

В таких країнах як Японія, Італія, Німеччина, Австрія, Швейцарія, Норвегія, Нідерланди мийні засоби не містять фосфатів. За ці роки відбулось самоочищення ряду водойм, на очисні споруди річки Рейн витрачено біля 50 млрд доларів, у США для очищення Великих Озер – 200 млрд доларів, у Китаї для очищення річок 100 млрд доларів. це свідчать, що ситуація для екології небезпечна, але не безнадійна. Це також підкреслює, що для відведення небезпеки від України нам потрібно організувати до опору все суспільство. Стан екології в Україні суттєво погіршився після початку бойових дій, тому ми повинні зрозуміти, що часу на роздуми у нашої країни немає. Мешканці України повинні робити все, щоб не шкодити Природі, бо і так відновлювання оточуючого середовища буде вимагати багато часу. Треба діяти.

12.16. Фосфатні добавки – шлях подолання порушення фосфатного балансу чи загроза здоров'ю?

В харчовій промисловості використовуються фосфатні добавки, які дають можливість одержувати потрібні властивості харчових продуктів. Застосування таких добавок офіційно дозволено.

Вони зв'язують вологу, при переробці м'яса та риби, а також їх використовують у кондитерській і молочній промисловості. Натрій фосфат розпушує тісто, робить однорідними (гомогенними) сири, ковбаси та згущене молоко. В харчовому виробництві використовують харчові фосфати з високою розчинністю у воді і сольових розчинах.

12.17. Застосування фосфатів у військовій справі.

Фосфор може існувати в деяких алотропних модифікаціях, зараз їх налічується 11, але найбільш розповсюдженими є три:

- білий;
- червоний;
- чорний фосфор.

Білий фосфор – це вогненебезпечна речовина, схожа на віск, яка має гострий запах часнику, колір якої від безбарвного до жовтого. Його зберігають під шаром води без доступу світла. При контакті з киснем білий фосфор легко займається. Температура його горіння – близько 800 °С.

В часи Першої та Другої світових війн білий фосфор входив в запальні бомби і артилерійські снаряди, а також спеціальні снаряди для утворення димових завіс. При їх вибухах білий фосфор згоряє з утворенням фосфорного ангідриду, в повітрі утворюється густий туман з краплинок H_3PO_4 . Це екзотермічний процес. Він підсилює хімічний опік фосфатної кислоти та її корозійну дію. Гасили запалювальні бомби засипаючи їх піском. Тому на дахах будинків були ящики з піском.

Фосфорні бомби – це боєприпаси, що начинені білим фосфором. Використання фосфорних бомб було заборонено Женевською конвенцією «про захист жертв війни» (протокол від 1977 року) і Конвенцією про конкретні види звичайної зброї.

При попаданні на шкіру людини білий фосфор викликає важкі хімічні опіки. Смертельна доза для людини становить 0,05-0,15 г. Білий фосфор викликає ураження кісток і кісткового мозку,

помертвіння тканин. Крім того, людина отримує не тільки опіки, а глибинні рани.

Перша допомога при ураженні білим фосфором. Потрібно швидко позбутися одягу, на якому є частки білого фосфору, який палає, або занурити уражену шкіру у воду. Потім, промити уражені ділянки шкіри розчином натрій карбонату (сода) або холодною водою.

Не можна торкатися фосфору! Опіки закрити вологими пов'язками, просоченими фізрозчином, щоб запобігти повторному загорянню фосфору.

Предмети, на які потрапив фосфор можна загасити поливаючи водою, чи засипаючи піском чи ґрунтом, поки до фосфора не перестане надходити кисень.

Не можна використовувати вату та перекис водню! Коли перекис розпадається, утворюється вода та кисень, що викликає повторне загоряння фосфору.

Російські військові регулярно використовують фосфорні бомби на території України, незважаючи на те, що їх країна підписала Женевську конвенцію. Шкода, яку наносить російська армія оточуючому середовищу України величезна, і відновлювати природу прийдеться довго, коштувати це буде дуже дорого.

12.18. Фосфорорганічні сполуки. Їх застосування і особливості.

Сполуки Фосфору з органічними речовинами складають особливу групу фосфорорганічних речовин. Більшість з них мають біологічну активність та використовуються як інсектициди для боротьби з сільськогосподарськими шкідниками, домашніми паразитами та синантропами (істоти, екологічна ніша яких перетинається з людьми).

Такими речовинами є хлорофос, рогор, метафос, карбофос – це похідні фосфонатної або фосфонової кислоти. За структурою ці речовини схожі на бойові отрутохімікати, такі як зарин або зоман. Відмінність тільки в замісниках при атомі Фосфору. В бойових отрутах знаходиться атом Флуору, який сильніше за Оксиген відтягує на себе електронну густину, чим сильніше поляризує молекулу (Рис. 12.1).

При отруєнні фосфорорганічними сполуками виникають судоми, а згодом параліч. Дози, які летальні для комах, безпечні для людини. Але токсичність речовини цього класу вища за отруйність ДДТ. У 1980-90 роках отруєння фосфорорганічними сполуками були другими після отруєнь наркотичними та лікарськими препаратами.

На відміну від хлорорганічних фосфорорганічні сполуки краще розчиняються у воді, чутливі до сонячного світла. За 20-120 днів після потрапляння у ґрунт повністю руйнуються. Руйнуються вони також всередині рослин. Отже при дотриманні термінів обробки і збирання врожаїв плоди сільського господарства безпечні для споживання. Це відрізняє фосфорорганічні сполуки від ДДТ та його аналогів. ДДТ здатне до акумуляції (накопичення) і передачі по спадковим ланцюгах.

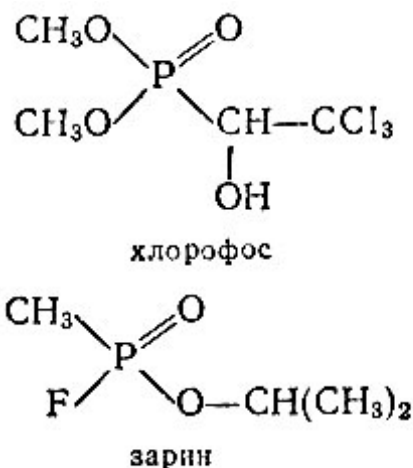


Рис. 12.1. Структура хлорофосу та зарину.

12.19. Чи варто законодавчо заборонити використання фосфатовмісних мийних засобів в Україні?

Питання про переорієнтацію вітчизняної хімічної промисловості на безфосфатні засоби є достатньо важким кроком, який може стосуватись багатьох галузей, які формувались 20-25 років. Вирішення цього питання в західних країнах стало можливим завдяки екологічному менеджменту, який включав ряд екологічних законів та підзаконних актів, виконання яких регулювалось системою місцевого самоврядування з інформативною взаємодією з місцевим населенням, а також системою штрафів за невиконання та системами економічного

заохочення. Другою складовою є медична система та страхові компанії, які протидіяли використанню фосфатовмісних миючих речовин та впливу їх на здоров'я людей. Широка система інформаційної взаємодії з населенням включала аналіз багатьох експертиз, що свідчили про згубну дію фосфатів.

В Україні майже відсутні складові цієї системи. Тому нам потрібно об'єднати зусилля по захисту України від фосфатної навали. Особливою цінністю є собою запаси прісної води, які достатньо обмежені. Україна – це аграрна країна тому аграрний сектор потребує великих об'ємів прісної води для вирощування рослин. Також, вода необхідна для забезпечення життєвих потреб мешканців та тваринного світу нашого країни. Найбільшим джерелом питної води для 75% населення України є р.Дніпро. За часи незалежності в Україні створені достатньо потужні громадські екологічні організації, мета роботи яких – захист оточуючого середовища, тваринного світу та інше. У нас існує ціла мережа наукових та просвітницьких організацій. Завдання яке може корисно об'єднати їх зусилля – захист запасів прісної води. Для цього треба вимагати від Міністерства охорони навколишнього природного середовища України та Уряду України прийняти закон про заборону продажу, випуску та рекламування фосфатних мийних засобів на теренах України. Крім цього, треба спрямувати зусилля науковців та освітян на проведення інформаційної роботи щодо дії фосфатів на стан здоров'я населення та особливо дітей.

Після руйнування Каховської ГЕС російськими військами, запаси п'яної води на Півдні України суттєво зменшились. Так як зараз не має можливості дослідити стан русла Дніпра, то важко створити вірний прогноз, що буде з руслом Дніпра на Півдні, тому не має можливості передбачити, якою буде ситуація з п'яною водою через кілька років. Тому потрібно захищати стан річок України. Українці можуть внести свій вклад в захист Дніпра тим, що перестануть використовувати пральні порошки з вмістом фосфатів, до того часу, як українська влада прийме закон, який забороняє їх використовувати.

12.20. *Які економічні переваги матиме Україна при подоланні фосфатної загрози довкіллю?*

Економічні переваги вилучення фосфатів зі стічних вод, що потрапляють у водойми:

1. Значний економічний ефект— це захист запасів прісної води. Це одна з головних проблем країни. Вартість прісної води в світі зростає з кожним роком.
2. Зменшення концентрації фосфатів прискорить процеси самоочищення води
3. Зменшиться алергічна дія фосфатів разом з СПАР на шкіру людей при контакті з річковою водою.
4. Евтрофікація водойм перетворює їх у болота і унеможлиблює їх використання в якості джерел питної води.

СПИСОК ВИКОРИСТАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ

Базова (основна)

1. Darrell Ebbing, Steven D. Gammon. General Chemistry. Cengage Learning; 10th edition, 2021. 1168 pages
2. Howard DeVoe. Thermodynamics and Chemistry. Second Edition. University of Maryland, 2019
3. Michael Freemantle. Chemistry in Action. London. Macmillan Press; 2-th edition 1995. 708 p.
4. Безуглий П.О., Гриценко І.С., Українець І.В., Таран С.Г. та інші. Фармацевтична хімія. Підручник. Вінниця: Нова книга, 2011. 560 с.
5. Курта С.А. Будова речовини Івано-Франківськ ; Калуш : ВДВ ЦІТ Прикарпатського національного ун-ту ім. Василя Стефаника, 2007. 162 с.
6. Михалічко Б.М. Курс загальної хімії. Теоретичні основи. Навчальний посібник. К. : Знання, 2009. 548 с.
7. Музиченко В.П., Луцевич Л.П., Яворська Л.П. Медична хімія: підручник. К.: ВСВ «Медицина», 2018. 496 с.
8. Слета Л.О., Іванов В.В. Квантова хімія Харків: Гімназія, 2008. 443 с.
9. Телегус В.С., Боднак О.І., Заречнюк О.С., Кінджибало В.В. Основи загальної хімії. Підручник. Львів : Світ, 2000. 424 с.
10. Яцимирський В.К. Фізична хімія. К. : Ірпінь: «Перун», 2007. 512 с.
11. Костік В. В. Екологічна хімія : конспект лекцій. Одеса : Одеський державний екологічний університет, 2019. 127 с.

Додаткова

12. Zaidan G. Ingredients: The Strange Chemistry of What We Put in Us and on Us. New York: Dutton, 2020. 320 p.
13. Волкова С., Бабійчук А., Волкова Л. (Пилипчук). Індивідуальні завдання з неорганічної хімії. Херсон: ХДПУ, 2000. 70 с.

14. Волкова С.А., Гавриш П.О. Пилипчук Л.Л. Що всім потрібно знати про фосфор та фосфати. Херсон : Видавництво ХДУ 2021, 20 с.
15. Волкова С.А., Пилипчук Л.Л. Методичні рекомендації та тестові завдання для підготовки студентів до фахового екзамену з хімії. Херсон: ХДУ, 2008. 90 с.
16. Ильченко В.Р. Перекрестки физики, химии и биологии. Книга для учащихся М. : Просвещение, 1986. 174 с.
17. Карнаухов О.І., Мельничук Д.О., Чеботько В.А., Копілевич В.А. Загальна та біонеорганічна хімія. Винниця : Нова книга, 2003. 544 с.
18. Ларрі Гонік, Крейл Кріддл. Хімія. Наука в коміксах. Харків: Махаон-Україна, 2019. 256 с.
19. Ларрі Гонік, Арт Гафман. Фізика. Харків : Махаон-Україна, 2021. 210 с.
20. Манолов К., Лазоров Д., Лилов И.В. Законодательството в химията . София, Болгария : «Народна просвета».
21. Пилипчук Л.Л., Близнюк В.М. Нанохімія в хімії та фармації. Херсон : ОЛДІ-ПЛЮС, 2020. 168с.
22. Пилипчук Л.Л., Рябініна Г.О., Іванищук С.М. Фізична та колоїдна хімія: Лабораторний практикум. Херсон : Видавництво ФОП Вишемірський В.С., 2020, 116 с.
23. Попель П.П. Хімія учителю 7-8. Навч.-мет. посібник. К. : ВЦ «Академія», 2009. 168 с.
24. Речицький О.Н., Решнова С.Ф., Волкова С.А. Хімія. Навчально-методичний посібник. Херсон : Видавництво ПП Вишемірський, 2009. 156 с.
25. Рудишин С.Д. Основи біогеохімії. К.: ВЦ «Академія», 2013. 248 с.
26. Саркісян В. Хімія повсякденна. К. : ТОВ «Віхола», 2020. 174 с.
27. Тетеріна Д.Д. Хіміко-екологічні задачі та вправи з неорганічної хімії. Навч. посібник. К. : ІСДО, 1996. 160 с.

28. Хімічна хрестоматія для учнів 9 класу. Упорядкувала М.Я. Коваленко. Підручник К. : «Радянська школа», 1972. 224 с.

29. T.L. Brown, H.E. LeMay Jr., B.E. Bursten, C.J. Murphy, P.M. Woodward, M.W. Stoltzfus, M.W. Lufaso, Chemistry: The Central Science, 14th ed., Pearson, New York, New York, 2018

30. Stanley E. Manahan. Environmental chemistry. CRC Press Taylor & Francis Group. 9th edition. 2010, 758 p.

Інтернет-джерела

31. Електронний ресурс [https://chem.libretexts.org/Courses/Oregon_Institute_of_Technology/OIT%3A_CHE_202 -](https://chem.libretexts.org/Courses/Oregon_Institute_of_Technology/OIT%3A_CHE_202_-_General_Chemistry_II/Unit_2%3A_Electrons_in_Atoms/2.2%3A_Atomic_Orbitals_and_Quantum_Numbers)

[_General Chemistry II/Unit 2%3A Electrons in Atoms/2.2%3A Atomic Orbitals and Quantum Numbers](https://chem.libretexts.org/Courses/Oregon_Institute_of_Technology/OIT%3A_CHE_202_-_General_Chemistry_II/Unit_2%3A_Electrons_in_Atoms/2.2%3A_Atomic_Orbitals_and_Quantum_Numbers)

32. Електронний ресурс <https://www.quora.com/What-are-the-radius-and-diameter-of-an-atom-in-a-metre>

33. Електронний ресурс <https://courses.lumenlearning.com/cheminter/chapter/orbitals/>

34. Електронний ресурс [https://chem.libretexts.org/Courses/Mount_Royal_University/Chem_1201/Unit 4%3A Chemical Bonding II -](https://chem.libretexts.org/Courses/Mount_Royal_University/Chem_1201/Unit_4%3A_Chemical_Bonding_II_-_Advanced_Bonding_Theories/4.05%3A_Hybrid_Orbitals)

[_Advanced Bonding Theories/4.05%3A Hybrid Orbitals](https://chem.libretexts.org/Courses/Mount_Royal_University/Chem_1201/Unit_4%3A_Chemical_Bonding_II_-_Advanced_Bonding_Theories/4.05%3A_Hybrid_Orbitals)

35. Електронний ресурс https://www.angelo.edu/faculty/kboudrea/index/Chapter_04-2.pdf

Таблиця Д 2

Енергія деяких хімічних зв'язків

Формула речовин	Атоми, між якими утворюється ковалентний зв'язок	Енергія зв'язку (кДж/моль)	Довжина зв'язку (нм)
F ₂	F—F	159	0,142
Cl ₂	Cl—Cl	242	0,200
Br ₂	Br—Br	192	0,229
I ₂	I—I	150	0,267
HF	H—F	560	0,092
HCl	H—Cl	426	0,128
HBr	H—Br	364	0,141
HI	H—I	239	0,162
C ₂ H ₆	C—C	347	0,154
C ₆ H ₆	C≡C	412	0,140
C ₂ H ₄	C=C	606	0,134
C ₂ H ₂	C≡C	831	0,120

Таблиця Д 3

Відносна електронегативність елементів за шкалою Полінга

Період	Групи									
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
1	H 2,1									He —
2	Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0			Ne —
3	Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0			Ar —
4	K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,9	Ni 1,9
	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8			Kr —
5	Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Te 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2
	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5			Xe —
6	Cs 0,7	Ba 0,9	La 1,2	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2
	Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2			Rn —
7	Fr 0,7	Ra 0,9	Ac-Lr 1,1-1,4							

Таблиця Д 4

Залежність властивостей речовин від типу хімічного зв'язку

Речовина	Зв'язок	Сила зв'язку (кДж/моль)	Точка плавлення (°C)	Точка кипіння (°C)
Ar	дисперсійний	8	-189	-186
NH ₃	водневий	35	-78	-33
H ₂ O	водневий	23	0	100
Hg	металевий	68	-38	356
Al	металевий	324	660	2467
Fe	металевий	406	1535	2750
NaCl	йонний	640	801	1413
MgO	йонний	1000	2800	3600
Si	ковалентний	450	1420	2355
C(алмаз)	ковалентний	713	3550	4098

Таблиця Д 5

*Залежність типу хімічного зв'язку від різниці в
електронегативності елементів*

Зв'язок	Різниця електронегативності	Тип зв'язку
N $\equiv$ N	0	Ковалентний
C — H	0,4	Переважно ковалентний
O — H	1,4	Середньополярний
H — F	1,9	Сильно полярний
Li — F	3,0	Йонний

Таблиця Д 6

Кріоскопічні та ебуліоскопічні сталі деяких розчинників

Розчинник	Кріоскопічна стала	Ебуліоскопічна стала
Анілін	5,87	3,22
Ацетатна кислота	3,90	3,07
Ацетон	2,40	1,50
Бензен	5,10	2,57
Вода	1,86	0,52
Етанол		1,21
Діетиловий етер		2,12
Нітробензен	6,90	5,27
Хлороформ	4,90	3,88

Таблиця Д 7

Ентальпія деяких хімічних речовини

Речовина	ΔH_f , кДж/моль
CO(г.)	-110,5
CO ₂ (г.)	-393,8
CaCO ₃ (тв.)	-1207,6
CaO(тв.)	-635,0
H ₂ O(р.)	-285,8
H ₂ O(г.)	-241,8
S(тв.)	0
KNO ₃ (тв.)	-494,0
K ₂ CO ₃ (тв.)	-1151,0
C ₃ H ₅ (NO ₃) ₃ (р.)	-364,0
N ₂ (г.)	0
O ₂ (г.)	0

Таблиця Д 8

Питома теплоємність хімічних речовин та складних матеріалів

Речовина	Питома теплоємність (Дж/г °С)	Речовина	Питома теплоємність (Дж/г °С)
ПРОСТІ РЕЧОВИНИ			
С (графіт)	0,68	Мідь, Cu	0,37
Алюміній, Al	0,88	Нікель, Ni	0,46
Вольфрам, W	0,14	Олово, Sn	0,26
Залізо, Fe	0,45	Платина, Pt	0,13
Золото, Au	0,13	Ртуть, Hg	0,14
Іридій, Ir	0,13	Срібло, Ag	0,21
Кадмій, Cd	0,26	Цинк, Zn	0,38
ПРОСТІ МОЛЕКУЛИ			
Амоніак, NH ₃ (р.)	4,7	Етанол, CH ₃ CH ₂ OH	2,4
Антифриз, CH ₂ (OH)CH ₂ (OH)	2,4	Гліцерин, CH ₂ (OH)CH(OH)CH ₂ (OH)	2,24
Вода, H ₂ O (р.)	4,2	Лід, H ₂ O (тв.)	2,0
СКЛАДНІ МАТЕРІАЛИ			
Бетон	0,9	Олія рослинна та касторова	2,00
Гас	2,14	Пісок	0,97
Граніт	0,79	Скло	0,8
Дерево	1,8	Сталь	0,46
Латунь	0,38	Цегла	0,92
Масло машинне	2,10	Цемент	0,8
Молоко	3,95	Чавун	0,55
ГАЗИ			
Питома теплоємність газів при сталому тиску, при 0°С та 10 ⁵ Па			
Азот,	1,04	Кисень	0,9
Аргон,	0,5	Метан,	2,48
Водень,	14,23	Неон,	1,0
Водяна пара, H ₂ O (г.) при 100°С	2,1	Пара етилового спирту,	1,51
Етен,	1,67	Повітря	1,0
Етин,	1,6	Хлор	0,5

Таблиця Д 9

Константи дисоціації деяких кислот у водних розчинах при 25°C

Назва кислоти	Формула	Константи дисоціації
Карбонатна	H_2CO_3	$K_1 = 4,5 \cdot 10^{-7}$ $K_2 = 4,8 \cdot 10^{-11}$
Нітратна (III)	HNO_2	$K = 5,1 \cdot 10^{-4}$
Ортофосфатна	H_3PO_4	$K_1 = 7,1 \cdot 10^{-3}$ $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$ $K_3 = 5,0 \cdot 10^{-13}$
Ацетатна	CH_3COOH	$K = 1,74 \cdot 10^{-5}$
Сульфідна	H_2S	$K_1 = 1,0 \cdot 10^{-7}$ $K_2 = 2,5 \cdot 10^{-13}$
Сульфатна (IV)	H_2SO_3	$K_1 = 1,4 \cdot 10^{-2}$ $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$
Ціанідна	HCN	$K = 5,0 \cdot 10^{-10}$

Таблиця Д 10

Стандартні електродні потенціали при стандартних умовах

Напівреакція	φ° , В	Напівреакція	φ° , В
$\text{Li}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Li}^0$	-3,05	$1/2\text{Co}^{2+} + \bar{e} \rightleftharpoons 1/2\text{Co}^0$	-0,277
$\text{Cs}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Cs}^0$	-2,92	$1/2\text{Ni}^{2+} + \bar{e} \rightleftharpoons 1/2\text{Ni}^0$	-0,250
$\text{Rb}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Rb}^0$	-2,92	$1/2\text{Sn}^{2+} + \bar{e} \rightleftharpoons 1/2\text{Sn}^0$	-0,136
$\text{K}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{K}^0$	-2,92	$1/2\text{Pb}^{2+} + \bar{e} \rightleftharpoons 1/2\text{Pb}^0$	-0,126
$1/2\text{Ba}^{2+} \rightleftharpoons 1/2\text{Ba}^0$	-2,9	$\text{H}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons 1/2\text{H}_2^0$	0,000
$1/2\text{Sr}^{2+} + \bar{e} \rightleftharpoons 1/2\text{Sr}^0$	-2,89	$1/2\text{S} + \text{H}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons 1/2\text{H}_2\text{S}$	0,141
$1/2\text{Ca}^{2+} + \bar{e} \rightleftharpoons 1/2\text{Ca}^0$	-2,87	$1/2\text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons 1/2\text{H}_2\text{O} + 1/2\text{H}_2\text{SO}_4$	0,17
$\text{Na}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Na}^0$	-2,71	$1/2\text{Cu}^{2+} + \bar{e} \rightleftharpoons 1/2\text{Cu}^0$	0,345
$\text{Co}^{3+} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Co}^{2+}$	1,84	$1/2\text{O}_2 + \text{H}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons 2\text{OH}^-$	0,40
$1/2\text{Mg}^{2+} + \bar{e} \rightleftharpoons 1/2\text{Mg}^0$	-2,34	$1/2\text{I}_2 + \bar{e} \rightleftharpoons \text{I}^-$	0,53
$1/2\text{Be}^{2+} + \bar{e} \rightleftharpoons 1/2\text{Be}^0$	-1,85	$\text{Fe}^{3+} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$	0,771
$1/3\text{Al}^{3+} + \bar{e} \rightleftharpoons 1/3\text{Al}^0$	-1,67	$1/2\text{Hg}^{2+} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Hg}^0$	0,799
$1/2\text{Fe}^{2+} + \bar{e} \rightleftharpoons 1/2\text{Fe}^0$	-0,44	$\text{Ag}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Ag}^0$	0,800
$1/2\text{Mn}^{2+} + \bar{e} \rightleftharpoons 1/2\text{Mn}^0$	-1,18	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2$	0,81
$1/2\text{Zn}(\text{NH}_3)_4^{2+} + \bar{e} \rightleftharpoons 1/2\text{Zn} + 2\text{NH}_3^0$	-1,03	$1/2\text{Hg}^{2+} + \bar{e} \rightleftharpoons 1/2\text{Hg}^0$	0,85
$\text{Co}(\text{CN})_6^{3-} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Co}(\text{CN})_6^{4-}$	-0,83	$1/2\text{MnO}_2 + 2\text{H}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + 1/2\text{Mn}^{2+}$	1,23
$1/2\text{Zn}^{2+} + \bar{e} \rightleftharpoons 1/2\text{Zn}^0$	-0,76	$1/2\text{Cl}_2 + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Cl}^-$	1,358
$1/3\text{Cr}^{3+} + \bar{e} \rightleftharpoons 1/3\text{Cr}^0$	-0,74	$1/3\text{Au}^{3+} + \bar{e} \rightleftharpoons 1/3\text{Au}^0$	1,5
$\text{CO}_2 + \text{H}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons 1/2\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	-0,49	$1/2\text{H}_2\text{O}_2 + \bar{e} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_2\text{O}$	1,77
$1/2\text{Cd}^{2+} + \bar{e} \rightleftharpoons 1/2\text{Cd}^0$	-0,40	$1/2\text{F}_2 + \bar{e} \rightleftharpoons \text{F}^-$	2,65

Таблиця Д 11

Властивості деяких реактивів (по Тетериній Д.Д.)

Речовина (формула, назва)	Мінімальна доза, що викликає отруєння		Наслідки потрапляння: 1а. в очі 1б. на шкіру 1в. усередину	Невідкладна допомога при потраплянні речовин: 1а. в очі 1б. на шкіру 1в. усередину	Знищення відходів експерименту
	Доро сла люди на	дитина			
1	2	3	4	5	6
Амоніак 25%-й, водний розчин	400 мг/м ³	100 мг/м ³	1а. Повна втрата зору в результаті пошкодження очного дна 1б. Хімічний опік з подальшим отруєнням усього організму продуктами розпаду 1в. Може наступити смерть в наслідок зупинки серця або дихання через спазму голосової щілини	1а. Сильне, не менш як 10- разове промивання проточною водою (пальцями розкрити повіки), звернутися до окуліста 1б. Місцевими хімічним опіком запобігають промивання водою (не менше 5 разів) з подальшою нейтралізацією кислоти і повторним промиванням водою (1-2 рази) 1в. Викликати «швидку допомогу». До прибуття її промити шлунок водою	Злити в посудину для відходів
Нітратна (азотна кислота) HNO ₃	4 г	1 г	1а. Можлива повна втрата зору 1б. Від концентрованої- сильні опіки, від розбавленої-екзема 1в. Смерть від маси понад 10 г	1а. Промивання проточною водою (10 хв), а потім по 2 краплі альбуніду в кожне око під повіку 1б. Промивання чистою водою (не менше 10 хв.) накласти пов'язку з 2%-м розчином гідрокарбонату натрію 1в. Забороняється застосовування молока і жирів! Збовтати в стакані води оксид магнію і випити. При дозі понад 10 г викликати «швидку допомогу»	Залишки азотної кислоти нейтралізувати розчином лугу, кальцинованої соди або крейдою до припинення виділення газів. Суміш можна використати не добриво
Алюміній солі	Не встановлено		1а. Хімічний опік різного ступеня 1б. Подразнення в місцях з пошкодженням 1в. Подразнення шлунка і стравоходу	1а. Промити водою (10 разів), потім 2%-ю кислотою і знову водою 1б. Струсити, змити чистою во- дою 1в. Промити один раз чистою водою	Викинути з твердими відходами або перенести в посудину для відходів
Амоній карбонат, сульфат, роданід хлорид	Не встано влено	Від роданіду (понад 30 г) розвива- ється психоз з галюци- націями (через 10- 15 хв.)	1а. Подразнення слизової оболонки 1б. те саме 1в. Розлад шлунку	1а. Промити водою (10 разів) 1б. Струсити, змити водою 1в. Промити водою один раз	Викинути з твердими відходами або перелити в посудину для відходів
Алюміній оксид і гідроксид Al ₂ O ₃ , Al(OH) ₃	Не встановлено		1а. Механічне пошкодження очного яблука 1б. Не виявлена 1в. Загальне отруєння організму різного ступеня	1а. Промити проточною водою (10 хв.) 1б. Промити теплою водою не менш як 10 хв. 1в. Викликати блювання, промити шлунок водою	Перенести в посудину для відходів

Продовження таблиці 11					
Бром Br ₂	30 мг/м ³	10 мг/м ³	1а. Повна втрата зору 1б. Хімічний опік, загальне отруєння організму, алергічний дерматит 1в. Настає смерть	1а. Промити 2%-м розчином NaHCO ₃ (5 хв), потім проточною водою: повіки розкрити пальцями 1б. Промити 0,5%-м розчином натрій гіпосульфиту (3-5 хв), потім проточною водою (10 хв). Накласти пов'язку з гідрокарбонатом натрію і відправити в лікарню 1в. Викликати блювання або промити шлунок водою. Дати випити відвар крохмалю або муки, потім активованого вугілля. Відправити в лікарню	Добавити твердий сульфат або гідросульфат натрію до зникнення кольору, потім злити в склянку для зливу
Барію оксид, гідроксид BaO, Ba(OH) ₂ , солі	0,2-0,5 г	до 0,1 г	1а та 1б. Хімічний опік від BaO і Ba(OH) ₂ 1в. Може наступити смерть	1а. Промити проточною водою (10 хв), а потім 2%-м розчином кислоти. При потрапленні солей достатньо промити водою 1б. Промити шкіру проточною водою 10 хв, а потім 2%-м розчином кислоти 1в. Шлунок промити 1%-м розчином Na ₂ SO ₄ , потім через кожні 5 хв давати столову ложку 12%-го розчину Na ₂ SO ₄ . Визвати «швидку допомогу»	Злити в посудину для відходів
Ферум (II) і (III), сульфат і хлорид FeSO ₄ , Fe ₂ (SO) ₃ , FeCl ₂ , FeCl ₃	100 мг/кг маси тіла	25 мг/кг маси тіла	1а і 1б. Хімічні опіки продуктами гідролізу 1в. Смерть від 10 г Fe ₂ (SO ₄). Нудота, блювання з домішками крові, біль у животі, жар у голові і області шиї	1а, Промити водою (15 хв) потім 2%-м розчином соди. Звернутися до окуліста 1б. Промити водою (7-10 хв) нейтралізувати 2%-м розчином соди і сполоснути водою 1в. Сполуки Fe(II) більш отруйні, ніж Fe(III). Промити шлунок з добавкою активованого вугілля, міцного чаю або соди не менш, як 2 рази	Осадити йони Fe ²⁺ і Fe ³⁺ лугом і вилити у склянку для зливу. Осади викинути з відходами
Ферум (III) оксид і гідроксид Fe ₂ O ₃ , Fe(OH) ₃	5 г	3 г	1а. Механічне подразнення 1б. Легкий хімічний опік від гідроксиду 1в. Опік стравоходу і шлунку. Можлива смерть від маси понад 10 г	1а. Промити водою (10 хв), потім 2%-м розчином лимонної або оцтової кислоти і ополоснути водою 1б. Змити водою з милом 1в. Промити шлунок 5%-м розчином NaHCO ₃ або міцним чаєм. Звернутися до лікаря	Викинути з твердими відходами
Йод кристалічний I ₂	Одна столова ложка 5%-ї настойки		1а. Хімічний опік з важкими наслідками. Набряк повік, зниження гостроти зору 1б. Хімічний опік з утворенням виразок 1в. Тяжке отруєння, порушення функцій нирок від настойки, набряк легень – від парів	1а. Промивати 2%-м содовим розчином не менш як 5 хв, потім струменем проточної води. Перевірити зір у окуліста 1б. Промити спиртом або насиченим розчином Na ₂ CO ₃ до зникнення забарвлення, потім проточною водою (10 хв), відправити до лікаря 1в. Крохмаль (клейстер, каша) до знебарвлення, потім промити водою	Добавити твердого натрій сульфату або гідросульфату до зникнення забарвлення, потім злити рідину в посуд для відпрацьованих розчинів

Продовження таблиці 11					
Кальцій, літій, натрій металічний	10 мг/кг маси тіла	5 г/кг маси тіла	1а. Опіки слизової оболонки 1б. Тяжкі хімічні опіки з наступним утворенням виразок і рубців 1в. Тяжкий хімічний опік стравоходу і шлунку. Можлива смерть	1а. Промити проточною водою (15 хв), широко розкрити повіки пальцями 1б. Пінцетом зняти кусочки металу і промити проточною водою (15 хв), нейтралізувати, ополоснути водою і наложити пов'язку з ріванолем 1в. Викликати швидку допомогу. Промити водою з молоком (1:1)	Залишки перенести в посудину з водою до повної взаємодії і вилити в посуд для відходів
Кальцій оксид і гідроксид $\text{Ca}(\text{OH})_2$, CaO	5 г	2 г	1а. Склоподібний набряк, сильне почервоніння, можлива втрата зору 1б. Тяжкі опіки, глибокі виразки 1в. Тяжкий опік стравоходу і шлунку	1а. Промити очі (20 хв) водою. Потім промити 5%-м розчином NH_4Cl , сполоснути чистою водою. Звернутися до лікаря 1б. Зняти кусочки речовини з шкіри тампоном, змоченим олією, промити 5%-м розчином кислоти (5 хв), і ополоснути чистою водою 1в. До виклику «швидкої» промити шлунок чистою водою	У гумових рукавицях викинути з твердими залишками або в посудину для відходів. Залишки можна закопати на глибину 15-20 см
Калі їдке Натрій їдкий KOH і NaOH	15 мг/кг	5 мг/кг	1а. Повна втрата зору 1б. Сильний хімічний опік, виразки, грубі рубці 1в. Опік слизової оболонки рота, стравоходу, шлунку. Можлива смерть	1а. Промити водою при відкритих віках (10 хв), потім 2%-м розчином H_3BO_3 . Альбуцид під повіку, темні окуляри на очі 1б. Промити водою і 2%-м розчином H_3BO_3 . Накласти пов'язку з ріванолем 1в. Виклик «швидкої». До приїзду дати води з молоком і промити шлунок. Не приймати ніяких нейтралізаторів	Одягнути гумові рукавиці і окуляри і зібрати. Перенести в склянку для зливу
Калію і амонію дихромати і хромати $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ і $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	1 г	0,5 г	1а. Сильне подразнення слизових оболонок, зниження гостроти зору 1б. В місцях мікротравм виразки, що важко загоюються 1в. Смерть від 2 г	1а. Промити водою (5 хв.), потім під повіку внести по 1-2 краплі 30% -го альбуциду. Звернутися до окуліста. 1б. Промити водою (15хв.), потім сполоснути 55% - м розчином Na_2CO_3 і знову водою. 1в. При попаданні більше 1г викликати швидку допомогу. До її приїзду промити 5% - м розчином Na_2CO_3 і потім водою.	Розчинити в посудині з 5%-м підкисленим розчином Na_2CO_3 до зникнення жовтого кольору CrO_4^{2-} . Одержаний розчин вилити в склянку для зливу
Кальцію і натрію ацетат, бромід, гідрокарбонат, гідросульфат, йодид, карбонат, моногідрофосфат, сульфат, сульфат (IV)	8 г броміду	2 г броміду	1а. Подразнення слизових оболонок 1б. Подразнення шлунка і стравоходу 1в. Від 15 г броміду тяжке отруєння, інші менш отруйні	1а. Промити водою (10 хв.) 1б. При попаданні броміду зробити 2-3 ковтки розчину NaCl і через 1-2 хв викликати блювання	Викинути з твердими відходами. Перенести розчин у склянку для зливу
Калію гексаціаноферрат (II) та (III)	2 г	1 г	1а. Подразнення слизової оболонки 1б. Те саме 1в. Тяжке отруєння внаслідок утворення ціанід-іона при розкладі комплексу феруму	1а. Промити водою (10 хв.) 1б. Промити водою (10 хв.) 1в. Викликати блювання і один раз промити шлунок чистою водою	Викинути з твердими залишками. Розчини перенести в склянку для зливу

Продовження таблиці 11					
Кальцію карбід CaC_2	Не встановлена		1а. Повна втрата зору 1б. Хімічний опік, виразки, що важко загоюються 1в. Смерть	1а. Промити водою (15 хв), потім 5%-м розчином NH_4Cl , направити до окуліста 1б. Видалити кусочки тампоном, змоченим мінеральним маслом, потім примочування з 5%-ї борної кислоти H_3BO_3 , звернутися до лікаря 1в. Медичні рекомендації відсутні. Викликати «швидку допомогу»	Перенести в посудину для відпрацьованих розчинів
Калію перманганат KMnO_4	2 г	1 г	1а. Подразнення слизових оболонок і почервоніння очей 1б. Хімічний опік на зволоженій шкірі 1в. Смерть при дозі 5 г. Подразнення стравоходу, запаморочення	1а. негайно промити водою (15 хв). Після закапати очі сумішшю: 1 об'єм 3% -го H_2O_2 2 об'єми води, і об'єм 2% -ої оцтової кислоти (2-3 краплі) 1б. Промити водою (5 хв), потім 3%-м розчином перексиду водню і ополоснути водою 1в. негайно дати випити підряд 2 склянки води, в кожену додати по 10 см ³ 3%-го розчину перексиду водню, зачекати 1-2 хв і викликати блювання. Звернутися до лікаря	Твердий викинути з твердими відходами. Розчини злити в каналізацію
Кальцію хлорид, сульфат, карбонат і фосфати: CaCl_2 , CaSO_4 , CaCO_3 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	-	-	1а. Механічне подразнення 1б. Сухість, поява тріщин на шкірі, дерматити 1в. Можливий розлад шлунку	1а. Промити водою (5-7 хв) 1б. Змити водою 1в. При масі понад 20 г промити водою	Викинути з твердими відходами, розчини – в посудину для відпрацьованих розчинів
Кобальту хлорид і сульфат CaCl_2 , CaSO_4	1-2 г	Менше 1 г	1а. Легкий хімічний опік, подразнення слизових оболонок 1б. Подразнення вологої шкіри, можливий дерматит, почервоніння шкіри в області шиї, голови 1в. Нудота, блювання. Смерть від маси понад 3г	1а. Промити водою (10хв) 1б. негайно змити водою з милом 1в. негайно випити багато розчину хлориду натрію і викликати блювання. Повторити цю операцію	До насичених розчинів долити луг до припинення випадання осаду Рідину декантувати в каналізацію, а осад викинути з твердими відходами
Літій хлорид LiCl	10 г	3 г	1а. Подразнення слизових оболонок 1б. Поява виразок, що довго не загоюються 1в. Загальна слабкість, сонливість, тремтіння рук, губ, нижньої щелепи, приступити епілепсії. Смерть від маси понад 15 г	1а. Промити 2% -м розчином (2хв), а потім водою (10хв) 1б. Змити водою з милом два рази 1в. Викликати блювання потім промити шлунок водою з активованим вугіллям (5г). Через 1-2 хв дати випити склянку натрій сульфату. Через 5 хв очистити шлунок і звернутися до лікаря	Тверду сіль викинути з твердими відходами, а розчин вилити в каналізацію
Магній сульфат і хлорид MgSO_4 , MgCl_2	-	-	1а. Подразнення 1б. На вологій шкірі сильне подразнення, яке переходить у дерматит 1в. При дозах понад 10 г можливе послаблення серцевої діяльності	1а. Промити водою (10хв) 1б. Змити водою (10 хв). При подразненні накласти пов'язку з свинцевою примочкою і звернутися до дерматолога 1в. Викликати блювання, промити шлунок водою з активованим	Осадити іони магнію із насиченим розчином лугу, декантувати в каналізацію, а твердий осад викинути з відходами
Магній оксид MgO	-	-	1а. Механічне подразнення 1б. Подразнення в тріщинах і подряпинах 1в. Легке отруєння	1а. Промити проточною водою (10хв) 1б. Струсити і промити водою 1в. Промити шлунок водою	Викинути з твердими відходами

Продовження таблиці 11					
Манган (II) сульфат і хлорид $MnSO_4$ $MnCl_2$	10 г	3 г	1а. Подразнення слизових оболонок 1б. Подразнення вологої шкіри 1в. Тяжке отруєння, ядуха, втрата свідомості. Смерть від маси понад 15 г	1а. Промити водою (10хв) 1б. Промити водою (5хв) 1в. Дати випити 2 сирих яйця в склянці сирого молока і почекаати 2 хв, тоді викликати блювання.	Осадити йони мангану з насичених розчинів лугом, до припинення випадання осаду, декантувати рідину в каналізацію, а осад викинути із твердими відходами
Магній металічний Mg	Не встановлена		1а. Механічне подразнення 1б. Подразнення в тріщинах і подряпинах 1в. Гострих отруєнь не буває	1а.. Промити водою (15 хв), потім 5%-м розчином амоній хлориду (3-5 хв) і ввести під повіки 30%-й розчин альбуміду 1б. Струсити, вимити водою з милом 1в. Промити шлунок чистою водою	Залишки викинути з твердими відходами
Магній оксид MgO	Не встановлена		1а. Механічне подразнення 1б. Подразнення вологої шкіри 1в. Легке подразнення	1а.. Промити проточною водою (10хв), потім 5%-м розчином амоній хлориду (1-2 хв) 1б. Змити водою 1в. Промити водою (10хв)	Викинути з твердими відходами
Купрум оксид і гідроксид CuO , $Cu(OH)_2$, солі	2 г	0,5 г	1а. Подразнення слизових оболонок 1б. Подразнення на вологій шкірі від хлоридів 1в. Тяжке отруєння: нудота, блювання з кров'ю, біль у животі, понос. Порушення функцій нирок, печінки, функціональний розлад нервової системи. Можлива смерть	1а. Промити водою (10хв) 1б. Змити водою 1в. При потраплянні дози понад 2 г викликати «швидку допомогу», при меншій дозі промити шлунок 0,1 %-м розчином $K_4[Fe(CN)_6]$, потім чистою водою і звернутися до лікаря	Забороняється викидати відходи в каналізацію! До відходів додати заліза до знебарвлення і вилити в склянку для відходів
Натрій метасилікат Na_2SiO_3	-	-	1а. Хімічний опік. Можлива втрата зору 1б. Подразнення на вологій шкірі. Біль у роті від маси понад 10 г 1в. Сильне слиновиділення, нудота, блювання кров'ю. Можлива смерть від маси понад 15 г	1а. Промити водою (10хв), потім 2%-ю борною кислотою, потім сполоснути водою. Закапати очі альбумідом по 2 краплі під повіки. Звернутися до окуліста. 1б. Промити водою (5хв), накласти примочку 2%-ї борної кислоти, а через 5 хв сполоснути водою. 1в. негайно прийняти 2%-ну ацетатну кислоту із розрахунку 1 склянка на 3г натрій метасилікату і через 2-3 хв викликати блювання. При потраплянні в організм понад 10 г речовини звернутися до лікаря.	Викинути з твердими відходами, а розчин – в склянку для зливу
Нікол сульфат $NiSO_4$	5 г	1-2 г	1а. Подразнення, алергічний дерматит, екзема 1б. Різде підвищення чутливості до дії інших подразників 1в. Сильне збудження, потім пригнічення. Смерть від 10 г	1а. Промити водою (10хв). 1б Змити водою з милом 1в. Прийняти збиті яйця з молоком і через 2-3 хв викликати блювання. Потім дати активоване вугілля. При дозі понад 10г викликати «швидку допомогу».	До розчинів додати луку до повного осадження йонів ніколу. Рідину декантувати в каналізацію, осад викинути з твердими відходами

Продовження таблиці 11

Натрій сульфід девяти-водний $\text{Na}_2\text{S} \cdot 9\text{H}_2\text{O}$	6 г	2 г	1а. Тяжкий хімічний опік, навіть втрата зору. 1б. Хімічний опік, виразки (як від лугу), подразнення слизових оболонок, дерматити. 1в. Нудота, запаморочення, блювання, кашель, ядуха, порушення всіх функцій організму. Смерть від маси 1г	1а. Промивати проточною водою (10хв), потім сполоснути 2%-ю борною кислотою і водою. 1б. Промити водою (10хв), потім накласти примочку 2-5%-ої кислоти, сполоснути водою. 1в. 1-3 ковтки розчину NaCl , викликати блювання, потім випити розчин сульфату натрію.	До розчину солі доливати розчин перманганату натрію до зміни забарвлення (світлоруже) і вилити в склянку для зливу
Натрій фторид NaF	0.5 г	0.1 г	1а. Подразнення 1б. Дерматит на руках, обличчі, шиї 1в. Різкий біль у животі, нудота, пітливість, збуджений стан, кров'яний пронос, сильний головний біль, розлад діяльності печінки, нирок. Смерть від дози 5-10 г. через 1-4 години	1а. Промити водою, відкривши пальцями повіки (15 хв), або 1%-м розчином натрій гідрокарбонату. 1б. Змити водою з милом і вичистити нігті. 1в. Прийняти 3-4ковтки розчину хлориду натрію і викликати блювання (2-3 рази)	До розчину солі долити концентрований розчин хлориду кальцію. Рідину декантувати в каналізацію, осад викинути
Амоній, калій, натрій, аргентум нітрати	6 г	2 г	1а. Хімічний опік з тяжкими наслідками, особливо AgNO_3 1б. Подразнення на поранених місцях вологої шкіри 1в. Смерть від маси понад 15г	1а. Промити водою (15хв). 1б Змити водою з милом 1в. При масі 5 г викликати «швидку допомогу». Промити шлунок водою і дати	Відходи AgNO_3 зібрати окремо для здачі державі
Ортофосфорна кислота H_3PO_4	0.5 г/кг Маса тіла	0.1 г/кг Маса тіла	1а. Подразнення шкіри, лейкоцити 1б. Подразнення шкіри, запальні процеси 1в. Біль у роті і стравоході, блювання (без крові), набряк гортані. Смерть від дози понад 20 г	1а. Промити водою (15хв) і звернутися до окуліста 1б Змити водою, потім накласти примочку з 2%-м розчином соди, знову промити водою 1в. На склянку води додати 10 г магній оксиду з розрахунку на кожні 5 г кислоти і викликати блювання через 2 хв	Нейтралізувати лугом або крейдою до припинення виділення газу. Рідину декантувати в каналізацію, осад викинути
Пероксид водню H_2O_2	1 ковток	1 ковток	1а. Тяжкі виразкові зміни, навіть втрата зору 1б, 1в. Може наступити смерть	1а. Промивання проточною водою (не менш як 10 хв) 1в. Викликати «швидку допомогу». До її приїзду пити велику кількість води з послідуною очисткою шлунку	Злити в посудину для відходів
Плюмбум (II) ацетат і оксид $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb}$, PbO	300 мг/кг Маса тіла	100 мг/кг Маса тіла	1а. Подразнення 1б. Легкий хімічний опік на вологій шкірі від ацетату. Подразнення слизових оболонок: сіра кайма на яснах. 1в. Загальна слабкість, запаморочення, біль у животі. Можлива смерть від оксиду. Сполуки свинцю руйнують центральну нервову систему, викликають психічні розлади, недоумкуватість	1а. Промити водою (10хв). 1б Змити водою (5-7 хв) 1в. При потраплянні всередину понад 3 г викликати «швидку допомогу», так як крім лікаря ніхто не може надати допомогу	Оксид викинути з твердими відходами, ацетат розчинити у підкисленій воді і додати сульфат-іон до випадання осаду. Рідину декантувати, а осад викинути з твердими відходами

Продовження таблиці 11

Сульфатна кислота H_2SO_4 ($\rho=1.84 \text{ г/см}^3$)	2 г (1 см^3)	1 г (0.5 см^3)	1а Повна втрата зору 1б. Опік, що загоїться не раніше, ніж через 1,5 місяці, після нього – рубець 1в. Від маси понад 5 г (3 см^3) настає смерть	1а. Промити водою (15 хв), викликати «швидку допомогу» 1б. Промивати водою (10 хв), накласти пов'язку з 2%-м розчином натрій гідрокарбонату і направити до лікаря 1в. Збовтати у склянці MgO з водою і випити залпом, потім прийняти молоко із збитим яйцем і викликати блювання. Звернутися до лікаря	Засипати адсорбентом і викинути з твердими відходами або засипати крейдою до закінчення виділення газу, а потім вилити в посуду для відходів. Рідину декантувати в каналізацію, осад викинути з твердими залишками
Хлоридна кислота HCl ($\rho=1.1 \text{ г/см}^3$)	5-7 г	2 г	1а. Хімічний опік з тяжкими наслідками 1б. Виразки 1в. Від маси понад 15 г настає смерть	1а. Промивати тільки водою, при неприємних явищах звернутись до окуліста 1б. Мити сильним струменем води (10 хв), накласти пов'язку із зволеним гідрокарбонатом натрію (на 10-15 хв) 1в. Змішати магній оксид з водою і випити. Звернутися до лікаря	Засипати адсорбентом і викинути з твердими відходами або засипати крейдою до закінчення виділення газу, а потім вилити в посуду для відходів
Сірка S	Не встановлена, однак доза колоїдної сірки масою 12 г смертельна		1а. Механічне подразнення 1б. Не встановлено 1в. Підвищення температури тіла	1а Промити проточною водою 1б. Отрусити, промити водою з милом 1в. Промити шлунок розчином NaCl з розрахунку одна столова ложка на склянку води, а потім чистою водою	Залишки викинути з твердими відходами
Фосфор червоний (P)	Не встановлено		1а. Механічне подразнення 1б. Подразнення вологої шкіри 1в. Розлад шлунку і отруєння через можливі домішки білого фосфору	1а. Промити водою або видалити частину вологим тампоном 1б. Промити водою з милом 1в. Промити шлунок один раз 1%-м розчином CuSO_4 , а потім чистою водою	Всі скляні деталі завантажити на 3 години в розчин CuSO_4 , а потім промити водою
Фосфор (V) P_2O_5	2 г	1 г	1а. Тяжкий опік, помутніння рогівки 1б. Подразнення і зневоднення шкіри, слизових оболонок 1в. Опік порожнини рота і стравоходу, висока температура тіла (до 40°C), набряк дихальних шляхів	1а. Промити проточною водою (15 хв). Звернутися до окуліста 1б. Промити водою, потім 2%-м розчином соди і сполоснути водою 1в. Промити шлунок 1%-м розчином купрум сульфату, потім водою. Забороняється приймати молоко, жири	Місце, де розсипаний фосфор оксид, протерти вологим папером. Зберігати в екзикаторі внаслідок гігроскопічності
Хром (III) CrCl_3	2-3 г	1г	1а. Подразнення 1б. Різке подразнення в місцях мікротравм, дерматити 1в. Тяжке отруєння від маси понад 10 г. Печія, нудота, блювання,	1а. Промити водою (15 хв), потім закапати альбунідом (2-3 краплі) в око. Звернутися до окуліста 1б. Промити водою. Використовувати захисні пасти для рук. Звернутися до дерматолога 1в. Викликати блювання, потім двічі промити шлунок водою	До розчину речовини долити розчин соди до повного випадання осаду. Рідину декантувати в каналізацію, осад викинути з твердими відходами
Цинк сульфат і хлорид ZnSO_4 , ZnCl_2	2 г	1г	1а. Хімічний опік 1б. Подразнення вологої шкіри 1в. Нудота, блювання, пронос з кров'ю, кольки в	1а. Промити водою (10 хв), потім 2%-м розчином соди, сполоснути водою. Звернутися до окуліста 1б. Промити водою (5 хв), потім 2-3 хв 2%-м розчином соди і знову сполоснути водою 1в. Промити шлунок, дати випити молока із збитими яйцями, промити шлунок	До розчинів солей долити лугу до повного випадання осаду. Рідину декантувати, осад викинути з твердими відходами

			животі; від хлориду сильне збудження. Від маси 10 г можлива смерть, навіть через місяць після отруєння		
--	--	--	--	--	--

Таблиця Д 12

Властивості металів та неметалів

Властивості металів	Властивості неметалів
Велика густина Велика температура плавлення та кипіння Висока електропровідність Металевий блиск Пластичність Тягучість (легко витягується у проволочку) Реагують з неметалами	Часто рідкі або газоподібні при кімнатній температурі, крихкі в твердому вигляді Без блиску Погана електропровідність Реагують з металами (окрім останньої групи)

Таблиці Д 13

Органолептичний аналіз медику практику на допомогу – чим, що пахне?

	<i>Речовини</i>	<i>Запахи</i>
1	Амоніак (NH_3)	Водний розчин амоніаку та сеча
2	Сірководень (H_2S)	Тухлі яйця, несвіже м'ясо болотний газ, газ розчинений у Чорному морі, газ на дні каналізаційних колодязів
3	Озон (O_3)	Озон в невеликих концентраціях – запах свіжості. У великих концентрація – отрута.
4	Ароматичний амін піридину Алкалоїд тригонелин	Мелена свіжа кава. Своїм характерним ароматом кава завдячує ароматичному аміну піридину, який з'являється у продукті внаслідок термічного розкладання алкалоїду тригонелину під час обсмаження зерен. Людина починає відчувати запах кави, якщо повітря містить $0,003 \text{ г/м}^3$ піридину. Однак у десятикратних концентраціях (від $0,025 \text{ г/м}^3$) він спричиняє легкі отруєння, чхання, сльозотечу вже через 20-30 секунд перебування людини в отруєній атмосфері. Великі концентрації небезпечні для життя.
5	Ацетамід (CH_3CONH_2)	Мишачий послід
6	Акролеїн ($\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CHO}$)	Підгоріле вершкове масло
7	Масляна кислота ($\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2\text{COOH}$)	Запах людського поту
8	Диметиламін ($(\text{CH}_3)_2\text{NH}$)	Старий оселедець
9	Фосфін (PH_3)	Запах часнику або гнилої риби
10	Метилмеркаптам	Запах побутового газу. Взагалі метан (CH_4) не має запаху, але до нього додають метилмеркаптам, який

		люди відчують у дуже низьких концентрація (декілька молекул на 1 м ³)
11	Нітробензол	Запах гіркокого мигдалю HCN, кісточки вишні, коктейль Amaretto
12	Оцет, ацетатна кислота (CH ₃ COOH)	Розчин оцтової кислоти, утвореної при бродінні фруктових соків
13	Ацетон (CH ₃) ₂ CO	Ацетон – запах дихання дитини при хворобі шлунку. Ацетон – органічний розчинник, який застосовують у будівництві і парфумерії
14	Складні естери нижчих та середніх карбонових кислот	- в плодах пастернака – аміловий естер масляної кислоти, - в сивушних оліях виноградного вина ізоаміловий естер капрінової кислоти (C₉H₁₉COOC₅H₁₁), - штучно одержані фруктові есенції, - грушева оцтовоїзоаміловий, - ананасна – н-масляноетиловий, - яблучна – ізовалерановоїзоаміловий, - етилацетат та ізоамілацетат – використовують як розчинники.
15	Масляна кислота (нормальна) (n-CH ₅ CH ₂ CH ₂ COOH)	Міститься у вигляді гліцеринового естера в вершковому маслі. В гіркому маслі вона знаходиться в вільному стані
16	Лауринова кислота (нормальна) (n-C ₁₁ H ₂₃ COOH)	Міститься у вигляді гліцериду, складає головну частину лаврового масла; в значній кількості міститься і в інших жирах
17	Ментол – (1 метил,4-ізопропилциклогексанол)	Це складова м'яти
18	Туйон (танацетон) (4-метил,1-ізопропил-біцикло-(1,3)-гексан)	Входить в полин, шалфей.
19	В-фенілетиловий спирт (C ₂ H ₅ -CH ₂ -CH ₂ OH)	Головна складова трояндової олії
20	Бензойний альдегід (бензальдегід) (C ₆ H ₅ CHO)	У гіркому мигдалі
21	Бензойна кислота (C ₆ H ₅ COOH)	У природі у вільному стані, а також в смолах, бальзамах, ефірних маслах
22	Анетол (CH ₃ O-C ₆ H ₄ -CH=CH-CH ₃)	Головна частина анісового масла, він міститься в кропівій олії (кріп), а також в фенхелевій олії
23	Ванілін (C ₈ H ₈ O ₃) (4-оксі-3-метоксібензальдегід)	Ліани лози орхідеї. Вперше отримали із евгенолу (з олії гвоздики), потім синтезований
24	Централь (C ₁₀ H ₁₆ O)	<i>Запашні олії.</i> Одним із найважливіших компонентів запашних олій є централь – він складає 70-85% лимонної олії, менше його в імбирній, геранієвої, лавандової, евкаліптової, бергамотової.

Таблиця Д 14

Сила різних видів взаємодія (притягіння), тобто енергія яка потрібна для розриву певного зв'язку

	Вид взаємодії (притяжіння)		Енергія, кДж/моль
	Вид зв'язку		
Сильна взаємодія (притяжіння)			
1	Йонні зв'язки	Йон-йон взаємодія	300-1000
2	Металічні зв'язки	Розподіл електронів між йонами металів	50-1000
3	Ковалентні зв'язки	Розподіл електронів	300-1000
Слабка взаємодія (притяжіння)			
4	Водневі зв'язки	Протон однієї молекули, притягує атом, з негативним зарядом іншої молекули або, якщо молекула велика, то можуть взаємодіяти різні частини її	20-40
5	Йон-диполь		10-20
6	Диполь-диполь		1-5
7	Йон-індукований диполь		1-3
8	Диполь-індукований диполь		0,05-2
9	Миттєвий диполь-індукований диполь		0,05-2

Таблиця Д 15

Приклади розчинів з різним значенням рН

рН	Речовини
0	5% сульфатна кислота, 1 моль/дм ³ хлоридна кислота
1	шлунковий сік, 0,1 моль/дм ³ хлоридна кислота
2	оцет, лимони
3	яблука, грейпфрути, апельсини, кока-кола
4	помідори, пиво, озера з підкисленою водою
5	кава, хліб, картопля, банан
6	природні ріки, дощова вода, молоко
7	дистильована вода, слина, сльози, кров
8	морська вода, розчин харчової соди
9	розчин бури
10	вода в озері Моно, завись магnezії, вапняна вода
11	концентрований розчин амоніаку
12	розчин, який використовують для проявлення фотографій
13	сода, засоби для миття посуду
14	4% розчин натрій гідроксиду