

Курта С.А. Будова речовини. Лекція № 6

Тема 6. Будова молекул і хімічний зв'язок. Будова речовини в конденсованому стані.

Мета: розглянути та вивчити поняття молекул, іонів, вільних радикалів. Ознайомитися з історією розвитку уявлень про хімічний зв'язок і валентність. Засвоїти теорію хімічної будови А. М. Бутлерова. Розглянути та вивчити поняття структурної та просторової ізомерії, таутомерії, енантомерії, метамерії.

План:

1. Молекули, іони, вільні радикали
2. Історія розвитку уявлень про хімічний зв'язок і валентність.
3. Теорія хімічної будови О.М. Бутлерова.
4. Структурна ізомерія.
5. Просторова ізомерія.

Зміст лекції

3.1. Розділ перший

Будова молекул і хімічний зв'язок

3.1.1. Молекули, іони, вільні радикали. Атоми елементів можуть утворювати три види частинок, які беруть участь у хімічних процесах, – молекули, іони та вільні радикали.

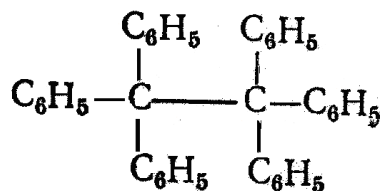
Молекулою називається найменша нейтральна частинка даної речовини, яка володіє її хімічними властивостями і здатністю до самостійного існування. Розрізняють одноатомні, двох-, трьох- і т.д., а також багатоатомні молекули. У звичайних умовах із одноатомних молекул складаються благородні газы, а молекули високомолекулярних сполук, навпаки, містять багато тисяч атомів.

Іон – заряджена частинка, яка являє собою атом або групу хімічно зв'язаних між собою атомів із надлишком (*аніони*) або недостатчею (*катіони*) електронів. У нейтральній речовині позитивні іони завжди існують поряд із негативними. Через те що, електростатичні сили, які діють між іонами, великі, то неможливо створити у речовині який-небудь значний надлишок іонів одного знаку.

Вільним радикалом називається частинка, яка володіє ненасиченими валентностями. Такими частинками є, наприклад, CH_3 і NH_3 . У звичайних умовах вільні радикали, як правило, не можуть існувати тривалий час. Ці частинки відіграють важливу роль у хімічних процесах. Протікання багатьох реакцій неможливе без участі вільних радикалів. При дуже високих температурах (наприклад, в атмосфері Сонця) єдиними двохатомними частинками, які можуть тут існувати, є вільні радикали (CN , OH , CH та деякі інші). Також багато вільних радикалів утворюються при горінні у високотемпературному полум'ї [7].

Відомі вільні радикали більш складної будови, які є порівняно стабільними і можуть існувати при звичайних умовах. Таким є радикал трифенілметил, з відкриттям якого почалося вивчення вільних радикалів.

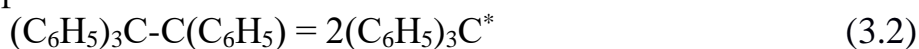
У 1900 р. Гомберг (США) спробував отримати гексафенілетан (3.1).



(3.1)

Для цього він використав реакцію взаємодії між трифенілхлорметаном $(\text{C}_6\text{H}_5)_3\text{CCl}$ і цинком, купрумом або дрібнодисперсним аргентумом. У результаті взаємодії металу із хлором у молекулах трифенілхлорметану повинен бути вільним один зв'язок. Радикали, які утворюються, повинні зв'язуватися один з одним, даючи гексафенілетан (реакція Вюрца-Фіттіга).

Гомберг отримав речовину, властивості якої виявилися несхожими на властивості насичених вуглеводнів. Він одержав безколірні кристали, при розчиненні яких утворювались яскраво-жовті розчини. Останні легко реагували з йодом, киснем, повітрям та іншими речовинами. На основі цих даних Гомберг висунув припущення, що гексафенілетан розпадається, даючи вільний радикал трифенілметил.



Подальші дослідження показали, що ця реакція дійсно протікає, хоча і не в такій мірі, як передбачав Гомберг. Дисоціація гексафенілетану на трифенілметил стає значною тільки при температурах 50–100°C.

Однією із причин стійкості радикалу трифенілметилу є прерозподіл електронної густини та просторові труднощі – великі розміри фенільних груп C_6H_5 , які перешкоджають об'єднанню радикалів у молекулу гексафенілетану. Відомі й інші стабільні вільні радикали, подібні до трифенілметилу.

3.1.2. Історія розвитку уявлень про хімічний зв'язок і валентність.

Перша спроба створення теорії хімічного зв'язку відноситься до початку XIX ст., коли Бергман (Швеція) і Бертоле (Франція) висунули ідею про те, що прагнення частинок до взаємодії викликане силами *всесвітнього тяжіння*. Проте виявлося, що хімічна спорідненість не пропорційна до маси атомів, які з'єднуються в молекулу. Наприклад, атом купруму у 200 разів важчий за атом гідрогену, проте сполука водню і кисню, - вода, - порівняно стійкіша, ніж оксид купруму. Крім того, сили тяжіння діють на будь-яких відстанях, в той час як вплив хімічних сил проходить тільки на протязі 0,5-3 Å. Сили тяжіння невеликі і зменшуються обернено пропорційно квадрату відстані. Хімічні сили колосальні (вони приблизно в 10^{33} раз більші за гравітаційні сили) і у багатьох випадках зменшуються із відстанню дуже сильно. Під дією сили тяжіння речовина утворює великі скупчення атомів (наприклад, планети). Крім того, наприклад, до атома гідрогену, який сполучився з іншим атомом гідрогену, третій вже не приєднується – хімічні сили характеризуються насиченістю.

Крім того, на відміну від гравітаційних, хімічні сили переважно пов'язані із певним напрямом у просторі. Якщо сила тяжіння у відповідності до закону Ньютона діє на всі тіла, то вплив хімічних сил специфічний – атом хлору пов'язують з атомом нітрогену міцні зв'язки, з атомом хлору – слабші, а з гелієм, наприклад, зв'язків немає. Якщо врахувати при цьому вплив на міцність хімічного зв'язку зовнішніх умов (температури, тиску), то зрозуміло, чому гравітаційна теорія Бергмана-Бертоле виявилася недієвою.

Її змінила *електрохімічна теорія* шведського вченого Берцеліуса (1810 р.). Відповідно до цієї теорії атом кожного елемента має два полюси – позитивний і негативний, причому в одних атомів переважає перший, в інших – другий. Поєднання електропозитивного магнію з електронегативним киснем, на думку Берцеліуса, пояснювалося притягуванням їхніх полюсів, які мають протилежні знаки. Якщо проходить часткова компенсація зарядів, то продукт реакції не втрачає їх повністю. Цим пояснювали утворення складних молекул (наприклад, карбонату магнію в результаті поєднання “позитивного” MgO з “негативним” CO_2). Теорія Берцеліуса стала основою для розвитку ідей Деві (1806 р.), який вважав, що хімічний зв'язок виникає завдяки взаємному притяганню різнойменних заряджених тіл. Електрохімічна теорія, на перший погляд, є правдоподібною і підтверджується електролізом. “Але при такому підході, – писав про теорію Берцеліуса Гегель, – зміни питомої густини, агрегатного стану, кольору, які зустрічаються у хімічному процесі, кислотні і лужні властивості залишаються без уваги і все зникає в абстракції електрики. Нехай же перестануть звинувачувати філософію в “абстрагуванні від часткового”, раз фізики дозволяють собі забувати про всі вищеперераховані властивості тілесності заради позитивної і негативної електрики”. Дійсно, згодом електрохімічна теорія зникла із наукового використання, тому що існування міцних молекул, які складаються із атомів з однаковою полярністю (H_2 , Cl_2) і проведення процесів, у яких різнополярні, за теорією Берцеліуса, елементи заміщували один одного у сполуках, викликали протиріччя теорії.

У 40-х роках 19 століття французькі хіміки Дюма і Жерар висунули *теорію типів*. Відповідно до цієї теорії хімічні властивості речовин пов'язані із аналогією у складі їх молекул і практично не залежать від природи атомів. Це було спробою побудови хімічної теорії, виходячи тільки з даних про склад речовини. Різні органічні сполуки розглядалися як похідні декількох неорганічних речовин. Так, етиловий спирт C_2H_5OH і діетиловий ефір $C_2H_5-O-C_2H_5$ відносили до типу H_2O , розглядаючи їх як продукти заміщення, відповідно, одного атома гідрогену на групу C_2H_5 і двох атомів гідрогену на дві групи C_2H_5 . Аналогічно вважали, що CH_3NH_2 і $(CH_3)_2NH$ належать до типу NH_3 і т.д. Так була здійснена систематизація матеріалу за чисто формальною ознакою. Справа доходила до того, що заради втискування у рамки теорії типів новостворених сполук доводилося приписувати одній і тій же речовині різні формули (в залежності від реакцій, в які вона вступає). Жерар у своїй інструкції з органічної хімії писав: *притосовуючи в деякому роді тіло до*

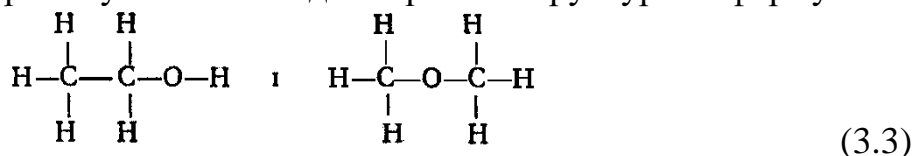
однієї формули, часто приховує у ній ті хімічні відношення, які інша формула дозволила би зрозуміти. Спроби виявити будову молекул принципово відкидалися, оскільки це ніби недоступно для нашого розуму, який не в силі проникнути всередину дуже малого. Вважалося, що вивчення речовини у хімічних процесах дозволяє встановити тільки її минуле і майбутнє, але не теперішнє; нітрування C_6H_6 -це минуле нітробензолу, його відновлення до $C_6H_5NH_2$ – це його майбутнє.

Невдовзі з'явилася праця, результати якої привели до думки про певну сталу будову молекул. У 1852 р. англійський дослідник Франкланд на основі вивчення утворення деяких метал-органічних сполук [CH_3Na , $(CH_3)_2Hg$, $(CH_3)_3Al$] ввів поняття атомності (валентності), яке чисельно виражає властивість атома даного елемента вступати у взаємодію з певним числом атомів іншого елемента. Приймаючи валентність гідрогену за 1, можна вважати, що валентність інших елементів – це число, яке показує із скількома атомами гідрогену (або іншого одновалентного елемента) може провзаємодіяти атом іншого елемента.

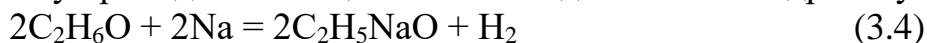
Величина валентності залежить від того, у якому стані знаходиться даний елемент, яка природа елемента, що реагує з ним, які умови взаємодії. Всі елементи можна розбити на дві родини: до однієї з них віднести елементи із постійною валентністю (наприклад, гідроген), а до іншої – елементи із змінною валентністю (фосфор, сульфур тощо).

3.1.3. Теорія хімічної будови О. М. Бутлерова. У 1861 р. О. М. Бутлеров висунув теорію, суть якої можна сформулювати таким чином: а) атоми в молекулі сполучаються один з одним у певному порядку; б) поєднання атомів проходить у відповідності до їх валентності; в) властивості речовини залежать не тільки від природи атомів і їх кількості, але і від їх розташування, тобто від хімічної будови молекул [7].

Ця теорія пояснила різноманітність мільйонів органічних речовин і нанесла рішучого удару агностичній теорії типів. Бутлеров показав, що внутрішню структуру молекул можна пізнати. Вивчаючи хімічні перетворення, можна на основі теорії Бутлерова дізнатися про будову молекул. Ця теорія показала хімічні методи вивчення будови речовин. Так, наприклад, молекула етилового спирту має формулу C_2H_6O , для якої, враховуючи валентності елементів, можна запропонувати тільки два варіанти структурних формул.



Вивчення хімічних реакцій етилового спирту показує, що його молекула має першу із наведених структур. Так, при дії на спирт металічного нітрогену проходить заміщення тільки одного атома гідрогену:



Це узгоджується з першою формулою, в якій один атом гідрогену відрізняється від інших – він зв'язаний з киснем, а не з карбоном.

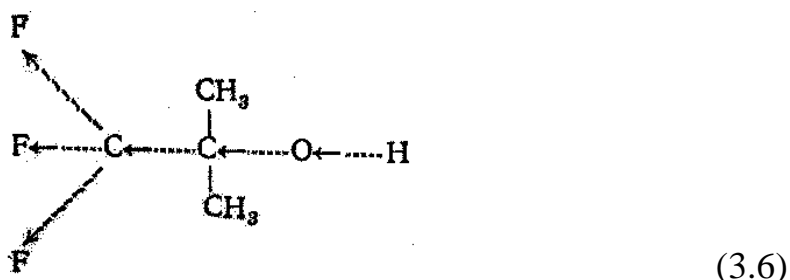
Через століття після створення *теорії хімічної будови* у результаті наполегливої праці вчених були знайдені структурні формули багатьох тисяч органічних і елементарноорганічних речовин. Встановлення деяких з них потребувало значних зусиль. Наприклад, для виявлення будови молекули хініну потрібно було більше 60 років, це питання розглядалося багатьма вченими з різних країн.

Наступне вивчення структури молекул було проведене за допомогою розроблених у ХХ столітті фізичних методів дослідження. Воно блискуче підтвердило розташування атомів у молекулах, які були знайдені за допомогою теорії Бутлерова. Таким чином, теорія Бутлерова заклала основи сучасного вчення про будову органічних молекул.

Теорія хімічної будови ввела в науку уявлення про взаємний вплив атомів у молекулах. Виявилось, що в молекулі взаємодіють не тільки безпосередньо пов'язані атоми, але існує і взаємний вплив всіх інших атомів. Зрозуміло, що ефект впливу безпосередньо не пов'язаних атомів у молекулі – індукційний ефект – порівняно невеликий. Проте в багатьох випадках він значний. Так, якщо у третинному бутиловому спирті (3.5) замінити всі атоми гідрогену однієї з метильних груп на фтор, то спирт набуде властивостей кислоти (3.6).



Це пояснюється тим, що фтор, який володіє високою електронегативністю, сильно притягує до себе електрони. Його введення в молекулу викликає зміщення атомів вздовж ланцюга.



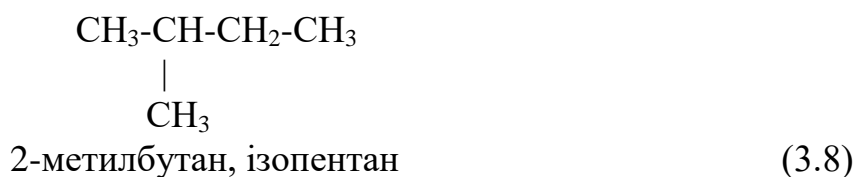
Це зміщення зменшується по мірі віддалення від атома, який викликає індукційний ефект.

Теорія Бутлерова пояснила існування *ізомерії*, яке було відкрите в 1823 році *Лібихом* і *Велером* і відіграло важливу роль у становленні теорії хімічної будови. Це явище полягає в існуванні кількох *сполук*, які мають *однаковий склад*, проте *різну побудову молекул* і *різні властивості*. Ідея про існування таких властивостей належить М.В. Ломоносову, який у праці “Про металічний

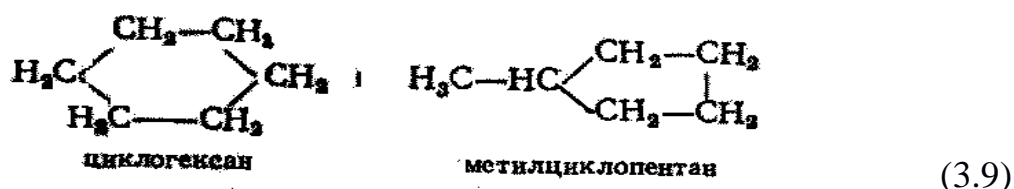
блиск” (1745 р.) писав, що однією з можливих причин зміни властивостей речовини є зміна розташування частин цієї речовини одна відносно одної [7]. Відомо два типи ізомерії – структурна і просторова.

3.1.4. Структурна ізомерія. Структурна ізомерія зумовлена різною послідовністю зв’язків між атомами у молекулі. Існує кілька видів структурної ізомерії [8].

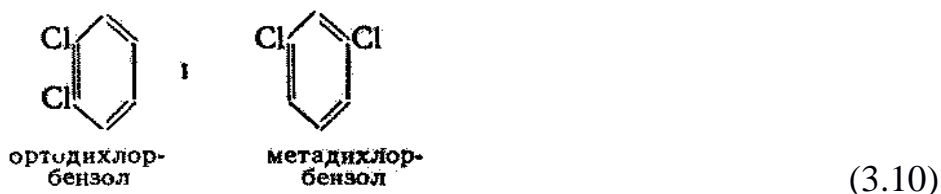
Якщо молекули відрізняються розташуванням атомів карбону, який утворює їх каркас, то говорять про ізомерію скелету (3.7), (3.8). Наприклад:



Число ізомерів подібного роду дуже різко зростає із збільшенням атомів карбону у молекулі. Так, якщо для C_6H_{14} існує 6 ізомерів, то для $\text{C}_{20}\text{H}_{42}$ їх вже 366319. А в наш час відомі, наприклад, такі сполуки як $\text{C}_{100}\text{H}_{202}$. Ізомерію, пов’язану зі зміною вуглецевого скелету, можна продемонструвати і на інших прикладах. Ось один із них C_6H_{12} (3.9):

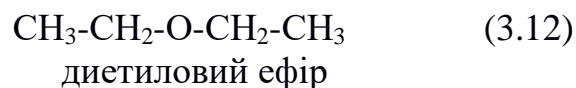
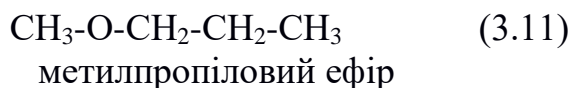


Ізомерію, пов’язану із зміною розташування функціональних груп, називають ізомерією положення. Прикладами такої ізомерії є $\text{C}_6\text{H}_4\text{Cl}_2$ (3.10):



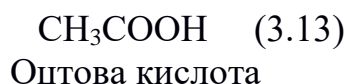
Слід відзначити, що О.М. Бутлеров, виходячи із своєї теорії, передбачив існування третинного бутилового спирту і вперше здійснив синтез ізомера нормального бутилового спирту, відновленням якого отримав єдиний ізомер бутану – ізобутан.

Наявність у молекулах радикалів, які відрізняються складом і будовою, призводить до третього виду структурної ізомерії – метамерії: (3.11) – метилпропіловий ефір, (3.12) – диетиловий ефір:

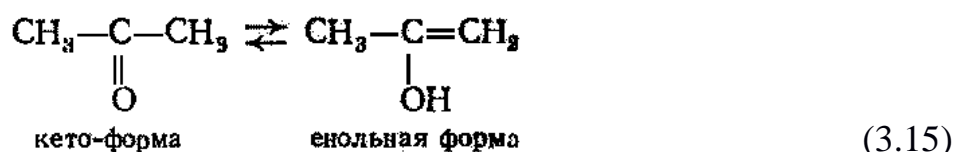


Вони мають однакову сумарну формулу, але відрізняються складом вуглеводневих радикалів, які пов'язані із киснем.

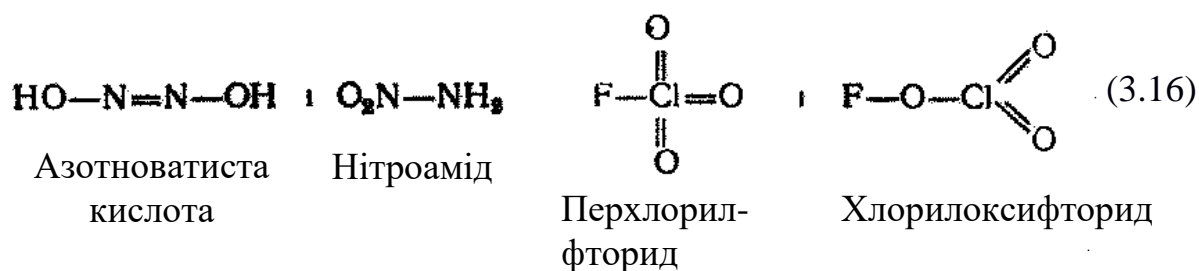
Структурні ізомери утворюють і речовини, які відрізняються характером функціональних груп. Прикладом цього можуть служити оцтова кислота (3.13) і гліколевий альдегід (3.14):



Особливим видом ізомерії є динамічна ізомерія, або таутомерія, коли обидві ізомерні форми легко переходять одна в одну і знаходяться у рівновазі одна з одною. Це явище, яке логічно витікає із теорії Бутлервоа про динамічні взаємовідносини атомів у молекулі, передбачив і вперше пояснив творець теорії хімічної будови (1862 р.). Таутомерія може бути продемонстрована на прикладі кето-енольної рівноваги для ацетону (3.15):



Не слід думати, що структурна ізомерія властива тільки органічним сполукам. Вона зустрічається і серед неорганічних сполук (3.16). Ось два приклади :



Успіхи розвитку атомної фізики останніх десятиріч призвели до відкриття нового виду ізомерії, яку можна назвати ізотоп-ізомерією. Її прикладом можуть служити молекули $^*\text{CH}_3\text{COOH}$ і CH_3^*COOH , які позначені радіоактивним воднем: перша – в метильній групі, а друга – в карбоксильній групі.

Тільки праці О.М. Бутлерова дозволили охопити всі види структурної ізомерії єдиною теорією. До того часу поодинокі факти ізомерії “бездомно скиталися” (за висловом Лібиха) в галузі науки.

У появі ізомерії проявляється одна із форм переходу кількісних змін в якісні: коли число атомів у молекулі досягає певної величини, з'являється можливість варіації її групування.

3.1.5. Просторова ізомерія. У 1874 році до теорії О.М. Бутлерова було зроблено одне суттєве доповнення. Незалежно один від одного голландський вчений Вант-Гофф і французький дослідник Ле Бель висунули припущення про те, що чотири валентності атома карбону певним чином розташовані у просторі. А саме спрямовані до вершини тетраедра, у центрі якого знаходиться атом **Карбону**. Кути між всіма зв'язками у цьому випадку рівні і складають $109,5^\circ$ (рис. 30). Це твердження означає, що якщо сполучити лініями центр атома карбону із центрами інших атомів, що його оточують, то лінії зв'язку будуть спрямовані до кутів тетраедра, у центрі якого розташований атом карбону. Так виникло представлення про просторову будову молекул, яке розвинулося в окремий розділ хімії, що називається стереохімією.

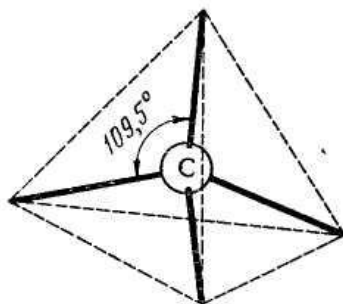


Рис. 30. Розміщення валентності атома карбону в просторі

На основі вказаного припущення Вант-Гоффом і Ле Белем був зроблений висновок про можливість існування особливого виду ізомерії – дзеркальної ізомерії.

Розглянемо атом карбону С, який сполучається з чотирма різними атомами або групами атомів, які ми позначимо літерами А, В, D і Е. В даному випадку можливі два варіанти структури – *a* і *b* (рис. 31); при цьому структура молекули *a* дзеркальним відображенням структури молекули *b*. Оскільки всі відстані між атомами, як і кути між зв'язками в обох структурах, повністю однакові, то у відповідності з теорією Бутлерова **хімічні** властивості таких **ізомерів** повинні бути тотожними.

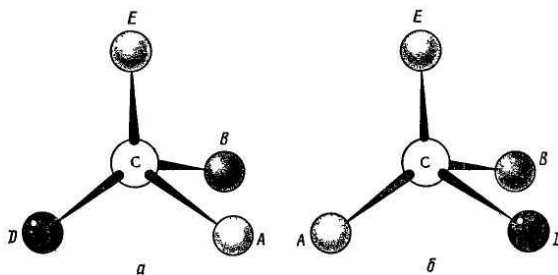


Рис. 31. Структура дзеркальних ізомерів

Факти існування певних речовин у декількох формах, які мають однакові хімічні властивості, були відомі задовго до появи праць Вант-

Гоффа і Ле Беля. Дане явище було відкрите у 1848 році Пастером (Франція). Досліджуючи винну кислоту $\text{COOH}-\text{CH}(\text{OH})-\text{CH}(\text{OH})-\text{COOH}$, він виявив, що ця сполука існує у двох формах, які тотожні за своїми хімічними властивостями, але відрізняються симетрією кристалів. Кристал однієї форми є дзеркальним відображенням іншої (рис. 32). Такі кристали називаються енантіоморфними, а речовини, що їх утворюють, оптичними антиподами-енантомерами.

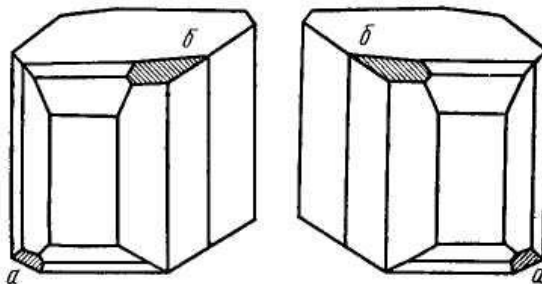
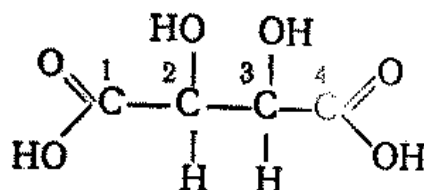


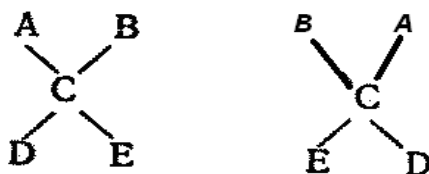
Рис. 32. Кристали дзеркальних ізомерів солі винної кислоти.

Вант-Гофф і Ле Бель пояснили існування оптичних антиподів тим, що молекули цих речовин містять асиметричні атоми карбону і тому можуть мати ізомери, структури яких відповідають наведеним нижче варіантам. Дійсно, у молекулі винної кислоти (3.17) другий і третій атоми карбону є асиметричними, вони пов'язані із чотирма різними радикалами (-H), (-OH), (-COOH) і (CH(OH)-COOH). Тому, дана речовина повинна мати два оптичні ізомери.



(3.17)

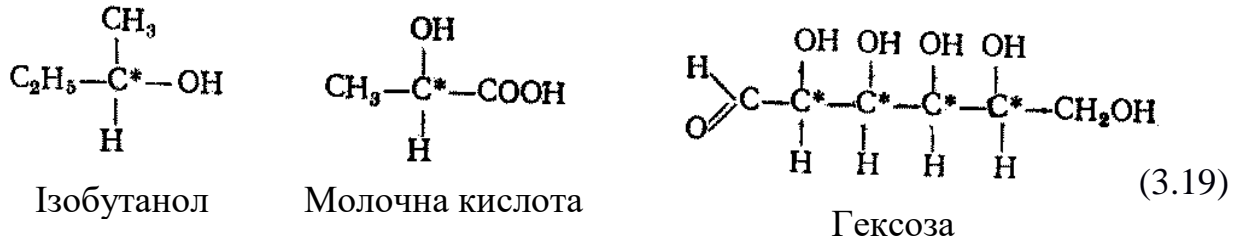
Слід відзначити, що дзеркальної ізомерії не існувало би, якщо б чотири зв'язки атома карбону знаходилися в одній площині (3.18).



(3.18)

У наведених структурах відстані між атомами (наприклад, між атомами D і A) були б різними і дані ізомери відрізнялися б за хімічними властивостями, бо спостерігався б інший вид ізомерії, про яку мова піде нижче.

Оптична ізомерія властива тільки таким сполукам, які містять асиметричні вуглецеві атоми. Ось декілька прикладів (3.19) подібних речовин (асиметричний атом позначений зірочкою):



Із появою у молекулі кожного наступного асиметричного атома число ізомерів зростає вдвічі; при наявності n таких атомів воно дорівнює $2n$. Тому для останньої сполуки – гексози – можливі 16 ізомерів. Всі вони були знайдені. Чотири з них зустрічаються в природі, а інші були отримані синтетичним шляхом.

Як уже вказувалося, хімічні властивості оптичних антиподів повністю однакові. Ці ізомери відрізняються один від одного тільки симетрією (точніше асиметрією) кристалів і напрямком обертання площини поляризації світла.

Речовини, які обертають площину поляризації світла, називаються оптично активними речовинами. При пропусканні поляризованого світла через інший ізомер площина поляризації обертається на той самий кут, але в інший бік. Один з ізомерів називають правообертаючим (+), інший – лівообертаючим (-).

В органічній хімії розрізняють D (праву) і L (ліву) конфігурації оптичних ізомерів (D і L є початковими літерами латинських слів “*dexter*” – правий і “*laevus*” – лівий). Так D - і L -форми амінокислот розглядаються як оптичні ізомери амінокислоти аланіну (рис. 33).

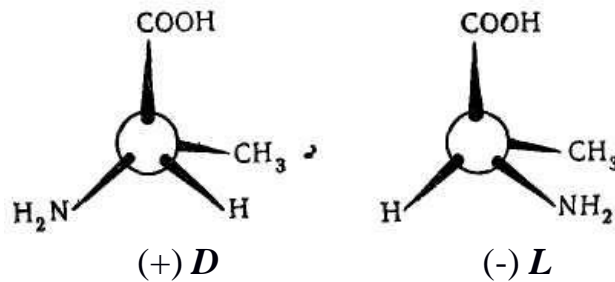


Рис. 33. Оптичні D - і L -ізомери аланіну.

У хімічних реакція, які проходять без участі оптично активних речовин, завжди отримуємо суміш ізомерів, які містять обидві форми у строго однакових кількостях. Відомі три **методи розділення оптичних ізомерів** (всі вони були вперше запропоновані Пастером).

1. При кристалізації суміші оптичних ізомерів утворюються кристали різної асиметрії. Уважно розглядаючи їх, можна виділити кристали одного ізомера.

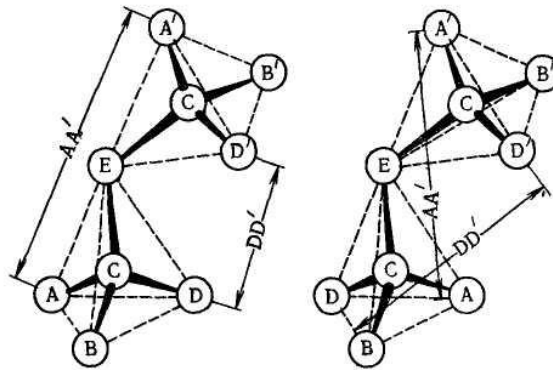


Рис. 34. Будова продуктів сполучення оптичних ізомерів з іншими речовинами.

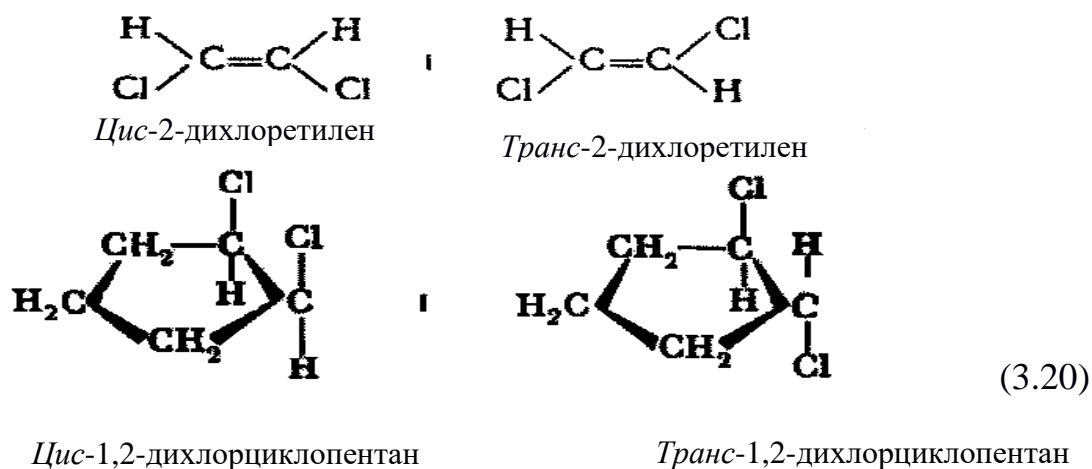
2. Мікроорганізми, які харчуються певною речовиною, як правило, руйнують тільки один із оптичних ізомерів, залишаючи недоторканим інший. Цей факт пояснюється тим, що для побудови живих організмів можуть бути використані тільки певні форми оптично активних речовин.

3. При сполученні оптичних ізомерів із іншими оптично активними речовинами продукти реакції вже не будуть однаковими за властивостями. Це пояснюється тим, що відстань між атомами у цьому випадку різна. Як видно з рис. 34, при об'єднанні в молекулу двох частинок з асиметричними атомами міжатомні відстані, наприклад відстань DD' , не можуть бути однаковими для різних ізомерів. Отримавши такі сполуки, можна відділити їх одна від одної, а потім виділити із них оптичні ізомери.

Цікаво, що білки всіх живих організмів складаються тільки з лівосторонньо обертаючихся (-) *L*-ізомерів амінокислот. Причини цього явища поки що невідомі. В організмах для біосинтезу використовуються тільки певні форми оптично-активних речовин, а інші їх форми є некорисними для живих організмів. Цим пояснюється той факт, що мікроорганізми руйнують тільки один із оптичних ізомерів у суміші, залишаючи інший недоторканим.

Іншим видом просторової ізомерії, яка не пов'язана із наявністю дзеркального розташування атомів в молекулах, є **геометрична ізомерія**. Вона викликана неоднаковим розміщенням атомів відносно кратних зв'язків і характерна для ненасичених і циклічних органічних речовин. Різне розташування замісників у вуглецевих атомах відносно кратного зв'язку (у випадку ненасичених сполук) або площини циклу (у випадку циклічних сполук) – ось причина цього виду ізомерії. У першому випадку ізомерами є речовини, які містять по одному неоднаковому заміснику у кожному із атомів, які поєднані кратним зв'язком. Речовина, в якій однакові замісники розташовані по один бік від площини, умовно проведеної через подвійний зв'язок, називають цис-ізомером. У транс-ізомера замісники розташовані по різні боки цієї площини. Для сполук, які містять цикли, різниця визначається в тому, чи розташовані однакові замісники по один (цис-) або по різні (транс-) боки циклу. Таким чином, у цис-формі однакові замісники зближені, а в

транс-формі віддалені один від одного. Прикладами служать слідуєчі молекули (3.20):



Геометричні ізомери на відміну від оптичних ізомерів володіють неоднаковими фізичними і хімічними властивостями. Так, температури плавлення цис- і транс-дихлоретиленів відрізняються більше, ніж на 30⁰С.

Таким чином, у деяких випадках виходить на поверхню недостатність інформації про послідовність зв'язків атомів в молекулах. Потрібно знати їх просторове розташування, тобто конфігурацію молекул.

Слід відзначити, що просторова ізомерія, як і структурна, характерна і для неорганічних сполук, зокрема для комплексних сполук [8].

Висновки

1. Атоми елементів можуть утворювати три види частинок, які беруть участь у хімічних процесах, – молекули, іони та вільні радикали. Молекулою називається найменша нейтральна частинка даної речовини, яка володіє її хімічними властивостями і здатністю до самостійного існування. Розрізняють одноатомні, двох-, трьох- і т.д., а також багатоатомні молекули. Іон – заряджена частинка, яка являє собою атом або групу хімічно зв'язаних між собою атомів із надлишком (аніони) або недостатчею (катіони) електронів. Вільним радикалом називається частинка, яка володіє ненасиченими валентностями (CH₃[•] і NH₃[•]).

2. Прикладом стабільних радикалів є трифенілметил. Однією із причин його стійкості є прерозподіл електронної густини та просторові труднощі – великі розміри фенільних груп C₆H₅, які перешкоджають об'єднанню радикалів у молекулу гексафенілетану.

3. Хімічна спорідненість не пропорційна до маси атомів, які сполучаються в молекулу. Вплив хімічних сил проходить тільки на протязі 0,5-3 Å. Сили тяжіння невеликі і зменшуються обернено пропорційно квадрату відстані. Хімічні сили колосальні (вони приблизно в 10³³ раз більші за гравітаційні сили) і у багатьох випадках зменшуються із відстанню дуже

сильно. Хімічні сили переважно пов'язані із певним напрямом у просторі. Їх вплив є специфічним.

4. Відповідно до електрохімічної теорії Берцеліуса (1810 р.) атом кожного елемента має два полюси – позитивний і негативний, причому один з них у певних атомах є переважаючий. Поєднання електропозитивного атома з електронегативним пояснювалося притягуванням їхніх полюсів, які мають протилежні знаки. Цим пояснювали утворення складних молекул. Якщо проходить часткова компенсація зарядів, то продукт реакції не втрачає їх повністю. Деві (1806 р.) вважав, що хімічний зв'язок виникає завдяки взаємному притяганню різнойменних заряджених тіл. Електрохімічна теорія підтверджується електролізом.

5. Відповідно до теорії типів (Дюма і Жерар) хімічні властивості речовин пов'язані із аналогією у складі їх молекул і практично не залежать від природи атомів. Це було спробою побудови хімічної теорії, виходячи тільки з даних про склад речовини. Різні органічні сполуки розглядалися як похідні декількох неорганічних речовин. Так була здійснена систематизація матеріалу за чисто формальною ознакою.

6. Поняття атомності (валентності) чисельно виражає властивість атома даного елемента вступати у взаємодію з певним числом атомів іншого елемента. Приймаючи валентність гідрогену за 1, можна вважати, що валентність інших елементів – це число, яке показує із скількома атомами гідрогену (або іншого одновалентного елемента) може провзаємодіяти атом іншого елемента. Величина валентності залежить від стану даного елемента, його природи та умов взаємодії. Елементи поділяються на елементи зі змінною (фосфор, сульфур тощо) та постійною валентністю (наприклад, гідроген).

7. Суть теорії О. М. Бутлерова полягає у тому, що: а) атоми в молекулі сполучаються один з одним у певному порядку; б) поєднання атомів проходить у відповідності до їх валентності; в) властивості речовини залежать не тільки від природи атомів і їх кількості, але і від їх розташування, тобто від хімічної будови молекул. Ця теорія пояснила різноманітність існування мільйонів органічних речовин та показала хімічні методи вивчення їх будови. На її основі можна дізнатися будову молекул. Теорія Бутлерова пояснила існування ізомерії.

8. Ізомерія була відкрита Лібіхом і Велером (1823). Коли число атомів у молекулі досягає певної величини, з'являється можливість варіації її групування. Це явище полягає в існуванні кількох сполук, які мають однаковий склад, проте різну побудову молекул і різні властивості. Відомі типи ізомерії: структурна, просторова, а також розрізняють метамерію, ізомерію характеру функціональних груп, динамічну ізомерію (таутомерія), геометричну ізомерію, дзеркальну та ізотоп-ізомерію. Вони мають однакову сумарну формулу.

9. Структурна ізомерія зумовлена різною послідовністю зв'язків між атомами у молекулі. Ізомерію скелету зумовлює різне розташування атомів

карбону, які утворюють каркас. Ізомерію, пов'язану зі зміною розташування функціональних груп, називають ізомерією положення. Наявність у молекулах радикалів, які відрізняються складом і будовою, призводить до третього виду структурної ізомерії – метамерії (метилпропіловий та диетиловий ефір). Структурні ізомери утворюють і речовини, які відрізняються характером функціональних груп (оцтова кислота і гліколевий альдегід). Особливим видом ізомерії є динамічна ізомерія, або таутомерія, коли обидві ізомерні форми легко переходять одна в одну і знаходяться у рівновазі (кетто-енольна рівновага для ацетону). Вона зустрічається і серед неорганічних сполук (азотноватиста кислота та нітроамід, перхлорилфторид та хлорилоксифторид). Ізотоп-ізомерія передбачає наявність радіоактивного (міченого) ізотопу елемента у певній функціональній групі або частині молекули. Вант-Гоффом і Ле Белем припустили можливість існування особливого виду ізомерії – дзеркальної ізомерії. При цьому структура однієї молекули є дзеркальним відображенням структури другої молекули. Геометрична ізомерія не пов'язана із наявністю дзеркального розташування атомів в молекулах. Вона викликана неоднаковим розміщенням атомів відносно кратних зв'язків і характерна для ненасичених і циклічних органічних речовин. Геометричні ізомери, на відміну від оптичних ізомерів, володіють неоднаковими фізичними і хімічними властивостями. Слід відзначити, що просторова ізомерія, як і структурна, характерна і для неорганічних сполук, зокрема для комплексних сполук.

10. Кристал однієї форми є дзеркальним відображенням іншої. Такі кристали називаються енантіоморфними, а речовини, що їх утворюють, оптичними антиподами-енантомерами (винна кислота). Існування оптичних антиподів пояснюють тим, що молекули цих речовин містять асиметричні атоми карбону. Дзеркальної ізомерії не існувало, якщо б чотири зв'язки атома карбону знаходилися в одній площині. Оптична ізомерія властива тільки таким сполукам, які містять асиметричні вуглецеві атоми. Хімічні властивості оптичних антиподів повністю однакові. Ці ізомери відрізняються один від одного тільки симетрією (асиметрією) кристалів і напрямком обертання площини поляризації світла.

11. Із появою у молекулі кожного наступного асиметричного атома число ізомерів зростає вдвічі; при наявності n таких атомів воно дорівнює $2n$. Вони можуть зустрічатись у природі та бути отримані синтетичним шляхом.

12. Оптично-активні речовини - ті, які обертають площину поляризації світла. При пропусканні поляризованого світла через інший ізомер площина поляризації обертається на той самий кут, але в інший бік. Один з ізомерів називають правообертаючим (+), інший – лівообертаючим (-). Розрізняють D (праву) і L (ліву) конфігурації оптичних ізомерів.

13. Відомі три методи розділення оптичних ізомерів, запропоновані Пастером: кристалізацією, за допомогою мікроорганізмів та сполученням оптичних ізомерів із іншими оптично-активними речовинами та виділенням з продуктів реакції оптичних ізомерів.

Рекомендована література

Основна

1. Курта С.А. Будова речовини, навчально-методичний посібник, ВДВ ЦІТ Прикарпатського національного університету імені Василя Стефаника м.Івано-Франківськ-Калуш,.2007 р.,162 с. Свідоцтво про реєстрацію авторського права на твір.. № 25395,від 20.08.2008р. Міністерство освіти і науки України, державний департамент інтелектуальної власності.
2. Курта С.А.,Лучкевич Є.Р., Матківський М.П. Хімія органічних сполук. Підручник для вищих навчальних закладів. м. Івано-Франківськ: Прикарпат.нац.ун-т ім. В.Стефаника, 2013. – 599 с. вид-во. Прикарпат. нац. у-ту. Авторські права захищені свідоцтвом про реєстрацію авторського права на твір № 52578 від 13.12.2013 р. державним департаментом інтелектуальної власності МОН України.
3. Курта С.А. Хімія і технологія хлорорганічних сполук. Монографія. Видавництво “Плай” ЦІТ ПНУ , опуб. 12.03.2009 р.,-262 с. тираж 300 шт., 76000, м. Івано-Франківськ, вул. С. Бандери 1, свідоцтво про реєстрацію авторського права на твір в Україні № 30576 від 08.10.2009 р.
4. Курта С.А., Курганський В.С. Хімія та технологія високомолекулярних речовин, навчально-методичний посібник, м.Івано-Франківськ, ВДВ ЦІТ Прикарпатського національного університету імені Василя Стефаника,2006 р.,-132 с. Свідоцтво про реєстрацію авторського права на твір. № 25394 від 20.08.2008р. Міністерство освіти і науки України, державний департамент інтелектуальної власності.
5. Алесковский В.М. Хімія твердого тіла. М. 1987.-205с. “Химия”, 1982

Допоміжна

6. М.Х.Карапєтьянц, С.Н.Дракин. Строения вещества. Учб. Пос. Для вузов.3-т из.. М. Висшая школа, 1978.-304с.
7. Інструкції до лабораторних робіт з курсу органічної хімії. Кафедра хімії ПНУ. 2016 р. 58с.

Завдання для самоконтролю

- Питання 1. Поняття молекул, іонів, вільних радикалів.
- Питання 2. Стабільність радикалів. Причини стійкості гексафенілетану.
- Питання 3. Історія розвитку уявлень про хімічний зв'язок і валентність.
- Питання 4. Електрохімічна теорія Берцеліуса та теорія типів.
- Питання 5. Суть теорії Бутлерова.
- Питання 6. Явище ізомерії та її види. Навести приклади.
- Питання 7. Структурна ізомерія та її види. Навести приклади.
- Питання 8. Стереохімія. Розміщення валентності атома карбону в просторі.
- Питання 9. Просторова ізомерія та її види. Навести приклади.
- Питання 10. Явище дзеркальної ізомерії на прикладі кристалів винної кислоти.
- Питання 11. Оптична ізомерія. Методи розділення оптичних ізомерів.

Питання 12. Геометрична ізомерія. Цис- і транс-форми ізомерів. Навести приклади.

Питання 13. Просторова і структурна ізомерія серед неорганічних сполук.