

Курта С.А. Будова речовини. Лекція № 7.
Тема 7. Хімічний зв'язок та його основні характеристики.

Мета: розглянути та вивчити основні характеристики хімічного зв'язку – довжину, направленість і міцність. Навчитись визначати число і конфігурацію електронних хмар та валентні кути. Розглянути та вивчити поняття міцності зв'язку. Ознайомитись з фізичними методами визначення структури зв'язку та поняттям електронографії.

План:

1. Основні характеристики хімічного зв'язку. Довжина.
2. Опис характеристик хімічного зв'язку. Міцність.
3. Опис характеристик хімічного зв'язку. Валентні кути.

Зміст лекції

3.2. Розділ другий

Основні характеристики хімічного зв'язку

Основними параметрами молекул є *довжина зв'язків* між атомами (між'ядерні відстані); кути, утворені у молекулах зв'язками, що сполучають центри атомів у напрямках дії між ними хімічних зв'язків (*валентні кути*); а також *енергія* зв'язків, яка визначає їх міцність. Для повної характеристики молекули потрібно знати розподіл у ній електронної густини і рівні енергії електронів.

3.2.1. Довжина зв'язків. Орієнтовно оцінити довжину зв'язку d можна виходячи із атомних та іонних радіусів або із результатів орієнтовного визначення розмірів молекул, за допомогою числа Авогадро. Так, об'єм який припадає на одну молекулу води, дорівнює:

$$v_{\text{H}_2\text{O}} = 18 / (6,023 \cdot 10^{23}) = 29,9 \cdot 10^{-24} \text{ см}^3 \quad (3.21)$$

Для наближеного розрахунку d можна використати формулу:

$$d_{\text{A-B}} = (d_{\text{A-A}} + d_{\text{B-B}}) / 2, \quad (3.22)$$

Вона ґрунтується на припущенні, що кожен атом вносить постійний вклад у міжатомну відстань. Методи, про які буде сказано нижче, дозволяють знайти точні значення довжин зв'язків. Так, за допомогою цих методів були знайдені величини d для H_2 – 0,74, N_2 – 1,09, O_2 – 1,21 Å. Закономірна зміна атомних (іонних) радіусів у періодичній системі елементів пов'язана із закономірностями змін між'ядерних відстаней d . Так, для молекул HX маємо (3.23):

$$\begin{array}{ll} \text{H-F} \dots \dots 0.92 \text{ Å} & \text{H-Br} \dots \dots 1.42 \text{ Å} \\ \text{H-Cl} \dots \dots 1.28 \text{ Å} & \text{H-I} \dots \dots 1.62 \text{ Å} \end{array} \quad (3.23)$$

Якщо замінити у цьому ряду водень на інший елемент (наприклад, на вуглець), то характер зміни d для тих же X збережеться. Паралелізм змін d у двохатомних молекулах дозволяє для їх кількісної оцінки користуватися методами порівняльного розрахунку [11].

Аналіз експериментальних даних показує, що при незмінному валентному стані між'ядерні відстані для даного типу зв'язку залишаються у різних сполуках практично постійними. Так, у всіх сполуках d_{C-C} лежить у межах від 1,54 до 1,58 Å; в ароматичних сполуках – від 1,39 до 1,42 Å.

При переході від одинарного зв'язку до кратного між'ядерна відстань зменшується, що можна пов'язати із зміцненням зв'язку. Якщо $d_{C-C} \approx 1,54$, то $d_{C=C} \approx 1,34$ і $d_{C \equiv C} \approx 1,20$ Å.

3.2.2. Міцність зв'язку. Мірою міцності хімічного зв'язку може служити кількість енергії, яка затрачається на його розрив. Величина, яка при сумуванні енергії за всіма зв'язками дає сумарну енергію утворення молекули із атомів, називається середньою енергією зв'язку. Енергія розриву зв'язку (енергія дисоціації зв'язку) завжди додатня; енергія утворення зв'язку за величиною тотожна, але протилежна за знаком [12].

Для двохатомних молекул енергія зв'язку рівна за величиною енергії дисоціації. Для багатоатомних молекул із одним типом зв'язку, наприклад, для молекул AB_n , середня енергія зв'язку дорівнює $1/n$ -ій частині повної енергії утворення сполуки із атомів. Так, енергія, яка поглинається в процесі розпаду метану (3.24), дорівнює 397 ккал/моль.



Але в молекулі метану всі чотири зв'язки C-H рівноцінні; тому середня енергія цього зв'язку: $E_{C-H} = 397/4 = 99$ ккал/моль.

Цей розрахунок визначив і масштаб значення E ; для водню 104 ккал/моль, для кисню – 118 ккал/моль. Віднісши кожне із значень E до однієї молекули, ми отримали б величину порядку $\sim 10^{-19}$ ккал.

Але припустимо, що цей процес здійснюється послідовним відривом атомів В від молекули AB_n . При такій дисоціації молекули проходить зміна ядерної і електронної конфігурації системи, і, як наслідок, зміна енергії взаємодії атомів, які входять до складу молекули. Так, якщо у CH_4 кути H-C-H рівні $109,5^\circ$, то у $-CH_3$ вони складають приблизно 120° – тетраедрична група CH_4 у метані перетворюється у майже плоский метильний радикал $-CH_3$.

Довжина і енергії розриву хімічних зв'язків

Табл. 4.

Зв'язок	Сполуки	Довжина зв'язку, Å	Енергія зв'язку, E ккал/моль
C-H	Насичені вуглеводні	1,095	98,7
C-F	CH_3F	1,381	116,3
C-Cl	$CCl_4, CHCl_3$	1,767	75,8
C-Br	Бромзаміщені ненасичені вуглеводні	1,94	63,3

C-I	Йодозаміщені ненасичені вуглеводні	2,14	47,2
C-C	Насичені вуглеводні	1,54	79,3
C-C	Бензол	1,40	116,4
C=C	Етилен і його похідні	1,34	140,5
C≡C	Ацетиленові вуглеводні	1,20	196,7
C=O	CO ₂	1,160	191,1
O-H	H ₂ O	0,958	110,1
O-H	Спирти	0,96	104,7
O-O	H ₂ O ₂	1,48	33,3
S-H	H ₂ S	1,346	86,8
S=O	SO ₂	1,432	125,9
N-N	NH ₃ , аміни	1,008	92,0
N=O	NO	1,151	149,4
As-H	AsH ₃	1,519	47,5

Ось чому енергія послідовного розриву кожного із атомів В у молекулі АВ_n неоднакова. При цьому можливі різні випадки. Якщо розрив одного зв'язку потребує деякого послаблення іншого, то тоді енергія послідовного розриву зменшується. Прикладом служить молекула Н₂О. Відрив першого атома водню потребує 118 ккал/моль, другого – 102 ккал/моль (остання величина характеризує міцність радикалу ОН). Якщо розрив одного зв'язку спряжений із зміцненням іншого, то послідовність буде зворотною. Так, відрив атомів хлору від молекули хлориду алюмінію AlCl₃ пов'язаний із затратами 91, 95 і 119 ккал/моль. Можливі і складні випадки. Так, послідовний відрив атомів водню від метану пов'язаний із затратою енергії, яка рівна відповідно 102, 88, 124 і 80 ккал/моль. Проте для будь-якої речовини середня арифметична величина співпадає із середньою енергією зв'язку. Так, для СН₄ маємо:

$$E_{C-H} = (102 + 88 + 124 + 80) / 4 = 99 \text{ ккал/моль.} \quad (3.25)$$

Енергія відриву відома для небагатьох молекул, тому подібний розрахунок виконується у поодиноких випадках.

Якщо в молекулі міститься більше, ніж два різні атоми, то поняття про середню енергію не співпадає із поняттям про енергію дисоціації зв'язку. Якщо в молекулі представлені різні типи зв'язку, то кожному із них у першому наближенні можна приписати певне значення *E*. Це дозволяє вирахувати енергію утворення молекули із атомів. Так, енергія утворення молекули пентану із атомів карбону і гідрогену вираховується за рівнянням (3.26):

$$E_{C_5H_{12}} = 4E_{C-C} + 12E_{C-H} \quad (3.26)$$

У таблиці 4 наведені енергії деяких зв'язків. Розглядаючи ці величини, ми впевнюємося у закономірності їх зміни в періодичній системі елементів. Так, зменшення енергії зв'язків у ряду С-Х (Х=F, Cl, Br, I) обумовлено ростом між'ядерної відстані “карбон – галоген”. Більша міцність зв'язку С-Ф є однією із причин хімічної інертності фторпохідних вуглеводнів, зокрема перфторалканів С_nF_{2n+2}. Посилення зв'язку у ряду свідчить про скорочення міжатомних

відстаней. При переході від одинарного зв'язку до подвійного чи потрійного (між одними і тими ж атомами) енергія зв'язку зростає [12].

Закономірна зміна E у однотипних зв'язках дозволяє скористатися для їх оцінки методами порівняльного розрахунку. Так, можна порівняти значення середніх енергій зв'язку у двох рядах однотипних сполук (наприклад, у рядах E_2 і HE_2 , де $E = Cl, Br, I$).

Приклад такого роду співставлення приведений на рис. 35, де порівнюються значення середніх енергій зв'язків елементів головної підгрупи шостої групи (графічною екстраполяцією можна оцінити невідоме значення $E_{C-Te} \approx 132$ ккал/моль).

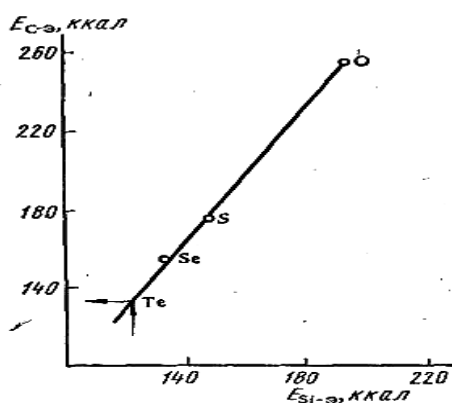


Рис. 35. Взаємозв'язок енергій зв'язку сполук кремнію і карбону

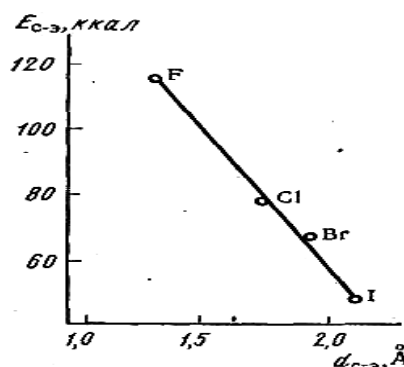
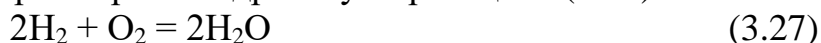


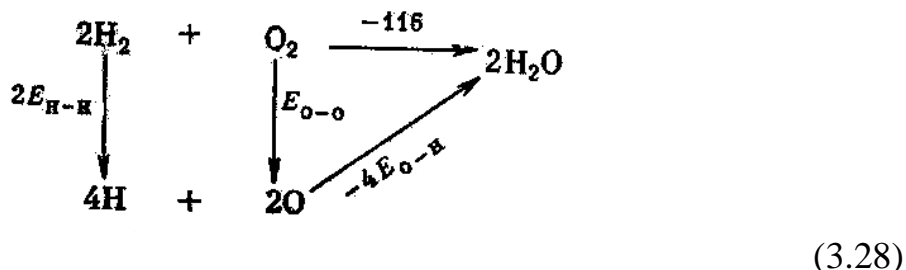
Рис. 36. Взаємозв'язок енергій і довжини зв'язку в молекулах галогенідів карбону

Тепер розглянемо приклад співставлення значень E із значеннями іншої властивості в одному ряду речовин. Ми вже бачили, що енергія зв'язку зменшується із зростанням довжини зв'язку. Припустимо, що у першому наближенні це зменшення для зв'язку даного елементу із рядом аналогів лінійне (наприклад, для зв'язку $C-E$, де $E = Cl, Br, I$). Справедливість такого припущення ілюструється на рис. 36. До цього прикладу можна було б приєднати порівняння між'ядерних відстаней і енергій зв'язку вуглець – вуглець у залежності від кратності зв'язку.

Значення E для органічних сполук більш достовірні, ніж для неорганічних, так як перші характеризуються дуже великим різноманіттям молекул при незначному числі різних зв'язків; інші, навпаки, представлені дуже великим числом різних зв'язків при меншій кількості відомих молекул. Не зупиняючись на методах оцінки енергії зв'язку (шляхом виміру енергетичних ефектів різних процесів, аналізу спектрів тощо), звернемо увагу на наступне: знаючи енергію даного процесу і енергію всіх зв'язків, крім даного, можна вирахувати останній. Так, при згорянні водню за реакцією (3.27).



виділяється 115,6 ккал. Уявімо, що процес протікає так (3.28): рвуться зв'язки Н–Н і О–О, а утворені атоми з'єднуються у молекули Н₂О, кожна із яких містить 2 зв'язки О–Н:



Тоді із закону збереження енергії випливає:

$$2E_{\text{H-H}} + E_{\text{O-O}} - 4E_{\text{O-H}} = -115,6. \quad (3.29)$$

Звідки, знаючи значення енергії для будь-яких двох зв'язків, знаходимо E для третього зв'язку.

$$E_{\text{O-H}} = (2E_{\text{H-H}} + E_{\text{O-O}} + 115,6)/4 \quad (3.30)$$

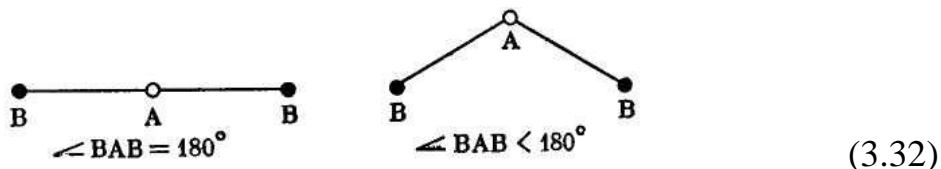
Підставимо у це рівняння (3.30) значення $E_{\text{H-H}}=103,3$ і $E_{\text{O-O}}=118,0$ ккал/моль. Одержимо $E_{\text{O-H}} = 110,1$ ккал/моль.

Енергія утворення сполук із атомів рівна за величиною і протилежна за знаком сумі енергій зв'язку. При цьому розуміється, що як вихідна молекула, так і продукти її дисоціації володіють властивостями ідеального газу, причому продукти дисоціації знаходяться в основному стані. Проте хімік часто зустрічається з реакціями між збудженими атомами. Якщо зміна температури і тиску мало впливає на енергію зв'язку (тому всі наведені вище значення $E_{\text{св}}$ взяті при $P = 1$ атм і $t = 25^\circ\text{C}$), то перехід у збуджений стан супроводжується великим енергетичним ефектом.

3.2.3. Валентні кути. Величини валентних кутів залежать від природи атомів і характеру зв'язку. Припустимо, що всі двоатомні молекули (виду A_2 або АВ) можуть бути зображені так (3.31):



Тоді для трьох-, чотирьохатомних і складніших молекул можлива різна конфігурація. Трьохатомна молекула може мати або лінійну, або нелінійну форму (3.32):



До першого типу відносяться молекули, що містять деякі елементи II групи (наприклад, ZnBr_2 , CdI_2). Такою ж конфігурацією володіють деякі молекули з неоднаковими між'ядерними відстанями (зокрема, HCN). До другого типу належить багато сполук р-елементів VI групи (SO_2 , H_2O і т. д.) [12].

У ряду подібних трьохатомних молекул, типу ВАВ, валентний кут закономірно змінюється. Прикладом може служити слідуючий ряд валентних кутів: H_2O ($104^\circ 28'$) $>$ H_2S (92°) $>$ H_2Se (91°) $>$ H_2Te ($89^\circ 30'$).

Чотирьохатомна молекула AB_3 може мати або плоску, або пірамідальну форму. Перший тип молекули характерний для деяких сполук елементів III групи та деяких іонів (NO_3^- , ^{2-}CO). Прикладом Т-подібної молекули служить ClF_3 .

Частіше зустрічається неплоске, а просторове розташування атомів у молекулах. Пірамідальною формою володіють NH_3 , PCl_3 та інші сполуки р елементів V групи.

Тут також спостерігається закономірна зміна валентних кутів, наприклад, у рядах (3.33):

1. NH_3 ($107^\circ 20'$) $>$ PH_3 ($93^\circ 20'$) $>$ AsH_3 ($91^\circ 50'$) $>$ SbH_3 ($91^\circ 20'$);
2. PCl_3 (101°) $>$ AsCl_3 (97°) $>$ SbCl_3 (96°) $>$ BiCl_3 (94°);
3. PF_3 (104°) $>$ PCl_3 (101°) $>$ PI_3 (98°).

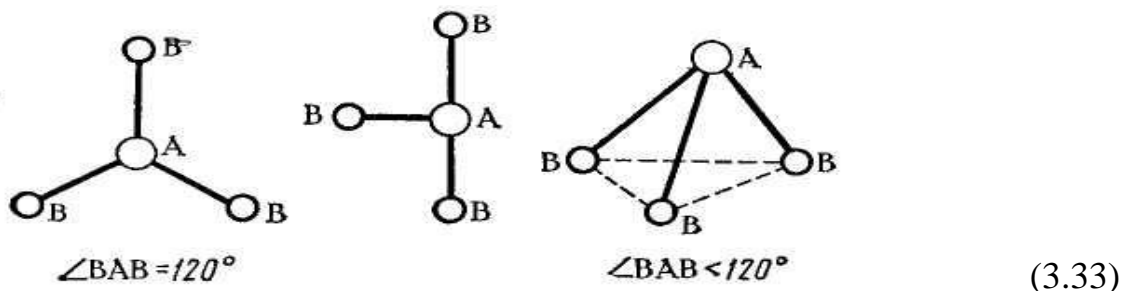


Рис. 37. Варіанти структури молекули AB_3 .

У чотирьохатомних молекулах валентні кути можуть набувати й інших значень. Прикладами є ацетилен і гідроген пероксид.

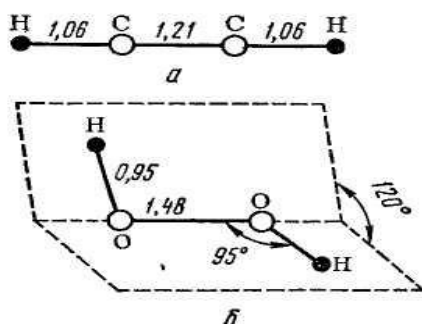


Рис. 38. Будова молекул A_2B_2 :
 a – ацетилену, б – гідроген пероксиду.

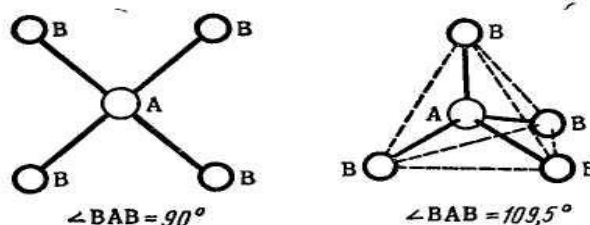


Рис. 39. Варіанти будови молекули AB_4

(над зв'язками зазначені міжатомні відстані)

Молекули AB_4 можуть мати форми, зображені на мал. 39. Перший тип зустрічається порівняно рідко. Прикладом квадратної плоскої частки може служити іон PdCl_4^{2-} . Більш поширене тетраедричне розташування атомів. Воно

типове для карбону в органічних сполуках (CH_4) і його аналогів у IV групі. Тетраедричну структуру має також іон $(\text{SO}_4)^{3-}$.

Дуже простий спосіб передбачення валентних кутів розробив Гіллеспі. В його основі лежить *модель відштовхування локалізованих електронних пар*.

Передбачається, що кожна пара електронів, які оточують даний атом, утворює електронну хмару, причому внаслідок відштовхування, хмарки розташовуються так, щоб бути якнайдалше один від одного. У першому наближенні можна вважати відштовхування всіх хмар однаковим. Тоді залежно від їхнього числа вони будуть розташовуватися так, як зазначено нижче.

Число й розташування електронних хмар:

1 (одна електронна хмара) – взаємне розташування – лінійне;

2 – трикутник;

3 – тетраедр;

4 – тригональна біпіраміда;

5 – октаедр;

6 – семивершинний октаедр із додатковим виступом.

Вираз “тетраедр” вказує на фігуру, до вершини якої спрямовані осі симетрії електронних хмар, якщо атом поміщений у центрі фігури. Розташування атомів буде мати іншу конфігурацію, якщо в молекулі є електронні пари, що не утворюють зв'язок, – *неподілені пари електронів*. Так, при тетраедричному розташуванні чотирьох електронних пар навколо атома азоту в молекулі аміаку NH_3 - вона зображена на рис. 40.

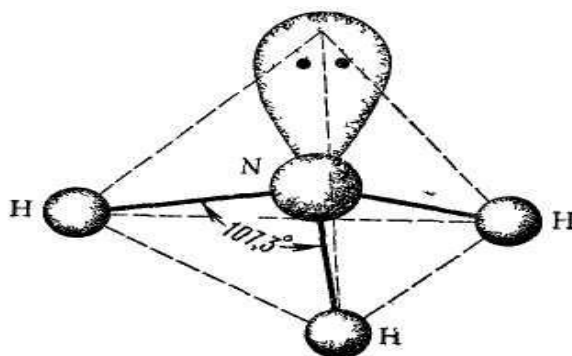


Рис. 40. Пояснення конфігурації молекули NH_3 .

Ця молекула має пірамідальну будову, тому що одна вершина в тетраедрі зайнята не атомом, а неподіленою парою. Описана проста модель може бути уточнена трьома доповненнями:

1. Електронна хмара подвійного зв'язку займає більший простір, ніж хмара одинарного зв'язку.

2. Хмара неподіленої пари займає більший простір, ніж хмара сполучної пари (тому що остання в значній мірі зосереджена між атомами).

3. Чим більш електронегативний атом-партнер центрального атома, тим менший простір поблизу останнього потрібнен для електронної пари тому, що вона відтягнута до атома-сусіда [12].

Ці уточнення добре пояснюють невеликі відхилення від простої моделі.

Викладений метод досить корисний для пояснення й передбачення будови різних молекул. Рекомендується перевірити на кожній наведеній конфігурації можливість застосування простої моделі і її уточнень.

В аліфатичних органічних сполуках довжина зв'язків С-С дорівнює $\sim 1,54 \text{ \AA}$, а валентні кути між зв'язками становлять $109,5^\circ$. Вуглеводні ряду метану мають зигзагоподібну структуру.

На рис. 42 зображена будова молекули нормального пентану. У насичених циклічних вуглеводнях довжина зв'язків та ж сама, але валентні кути деформовані. Ця деформація кутів приводить до напруги циклу. Молекула циклопентана рис. 43 вже ще має тетраедричних кутів. Чотири атоми в ній розташовані в одній площині, а п'ятий лежить приблизно на $0,5 \text{ \AA}$ вище. Молекула циклогексану рис. 44 також має неплоску просторову структуру з тетраедричними валентними кутами. Тут можуть бути два варіанти: "крісло" і "ванна". Перша структура вважається більш імовірною. Дослідження показали, що молекули циклогексану у звичайних умовах дійсно мають форму "крісла".

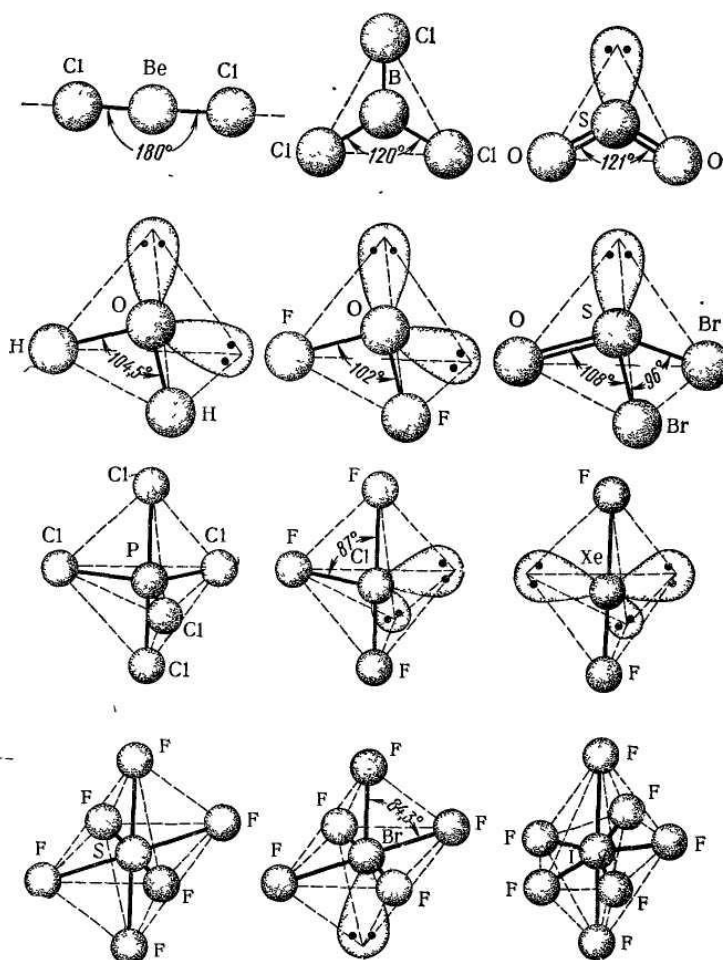


Рис. 41. Пояснення конфігурації різних молекул за допомогою моделі відштовхування електронних пар [1].

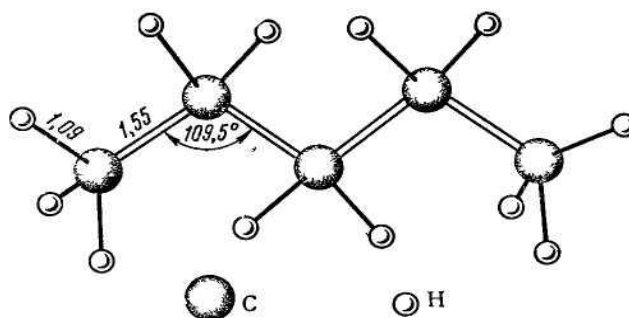


Рис. 42. Будова молекули нормального пентану.

Молекула циклогексану також має неплоску структуру з тетраедричними валентними кутами. Тут може бути два варіанти: “крісло” і “ванна”. Перша структура вважається більш імовірною. Дослідження показали, що молекули циклогексану у звичайних умовах дійсно мають форму “крісла”.

На прикладі перерахованих вище сполук карбону ми переконуємося у тому, що для того самого елемента валентні кути в різних сполуках можуть бути неоднаковими.

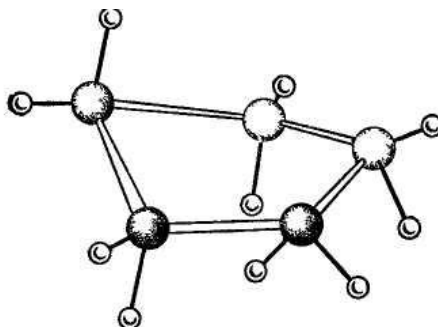


Рис. 43. Будова молекули циклопентану.

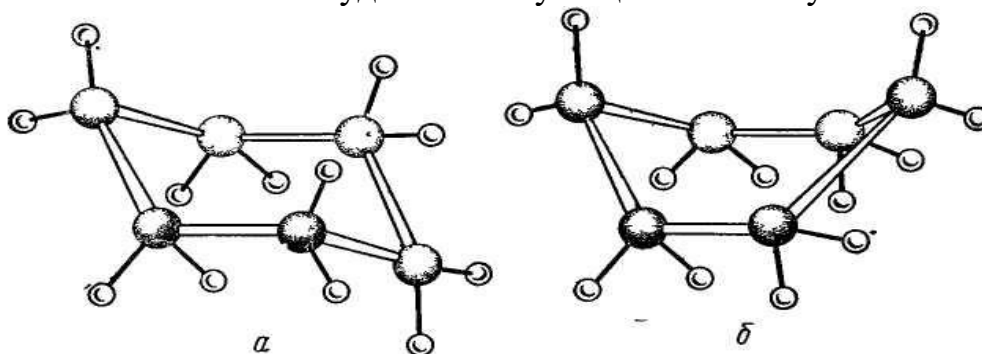


Рис. 44. Варіанти структури молекули циклогексану: а – “крісло”; б – “ванна”.

Для визначення значень валентних кутів користуються такими методами: електронно-графічним, рентгенографічним, спектральним, а також методом виміру дипольних моментів.

Висновки

1. Основними параметрами молекул є довжина зв'язків між атомами (між'ядерні відстані); кути, утворені у молекулах зв'язками, що сполучають центри атомів у напрямках дії між ними хімічних зв'язків (валентні кути); а також енергія зв'язків, яка визначає їх міцність. Кожний атом вносить постійний вклад у міжатомну відстань.

2. Закономірна зміна атомних (іонних) радіусів у періодичній системі елементів пов'язана із закономірностями змін між'ядерних відстаней d . При незмінному валентному стані між'ядерні відстані для даного типу зв'язку залишаються у різних сполуках практично постійними. При переході від одинарного зв'язку до кратного між'ядерна відстань зменшується, зв'язок стає міцнішим.

3. Мірою міцності хімічного зв'язку може служити кількість енергії, яка затрачається на його розрив. Величина, яка при сумуванні енергії за всіма зв'язками дає сумарну енергію утворення молекули із атомів, називається середньою енергією зв'язку. Енергія розриву зв'язку (енергія дисоціації зв'язку) завжди додатня; енергія утворення зв'язку за величиною тотожна, але протилежна за знаком.

4. Для двохатомних молекул енергія зв'язку рівна за величиною енергії дисоціації. Для багатоатомних молекул із одним типом зв'язку, наприклад, для молекул AB_n , середня енергія зв'язку дорівнює $1/n$ -ій частині повної енергії утворення сполуки із атомів. Якщо процес здійснюється послідовним відривом атомів В від молекули AB_n , то при такій дисоціації молекули проходить зміна ядерної і електронної конфігурації системи, і, як наслідок, зміна енергії взаємодії атомів, які входять до складу молекули. Енергія послідовного розриву кожного із атомів В у молекулі AB_n неоднакова. При цьому можливі різні випадки. Якщо розрив одного зв'язку потребує деякого послаблення іншого, то тоді енергія послідовного розриву зменшується (наприклад, молекула H_2O). Якщо розрив одного зв'язку спряжений із зміцненням іншого, то послідовність буде зворотною (наприклад, відрив атомів хлору від молекули хлориду алюмінію $AlCl_3$). Розрив зв'язків у молекулах може супроводжуватись стрибкоподібною затратою енергії (послідовний відрив атомів водню від метану пов'язаний із затратою енергії, яка рівна відповідно 102, 88, 124 і 80 ккал/моль). Закономірна зміна E у однотипних зв'язках дозволяє скористатися для їх оцінки методами порівняльного розрахунку.

5. Енергія відриву відома для небагатьох молекул. Якщо в молекулі міститься більше, ніж два різні атоми, то поняття про середню енергію не співпадає із поняттям про енергію дисоціації зв'язку. Якщо в молекулі представлені різні типи зв'язку, то кожному із них у першому наближенні можна приписати певне значення E . Це дозволяє вирахувати енергію утворення молекули із атомів.

6. Зменшення енергії зв'язків у ряду $C-X$ ($X=F, Cl, Br, I$) обумовлено ростом між'ядерної відстані "карбон – галоген". Більша міцність зв'язку $C-F$ є

однією із причин хімічної інертності фторпохідних вуглеводнів, зокрема перфторалканів.

7. Посилення зв'язку у ряду свідчить про скорочення міжатомних відстаней. При переході від одинарного зв'язку до подвійного чи потрійного (між одними і тими ж атомами) енергія зв'язку зростає. Зі зростанням довжини зв'язку його енергія зменшується.

8. Значення E для органічних сполук більш достовірні, ніж для неорганічних, так як перші характеризуються дуже великим різноманіттям молекул при незначному числі різних зв'язків, а інші, навпаки, представлені дуже великим числом різних зв'язків при порівняно меншій кількості молекул. Знаючи енергію даного процесу і енергію всіх зв'язків, крім певного невідомого, можна вирахувати останній. Оцінити енергію зв'язку можна шляхом виміру енергетичних ефектів різних процесів, аналізу спектрів тощо.

9. Енергія утворення сполук із атомів рівна за величиною і протилежна за знаком сумі енергій зв'язку. Зміна температури і тиску мало впливає на енергію зв'язку, а перехід у збуджений стан супроводжується великим енергетичним ефектом.

10. Величини валентних кутів залежать від природи атомів і характеру зв'язку. У ряду подібних трьохатомних молекул, типу AB_2 , валентний кут закономірно змінюється: $H_2O (104^\circ 28') > H_2S (92^\circ) > H_2Se (91^\circ) > H_2Te (89^\circ 30')$. Спостерігається закономірна зміна валентних кутів також у рядах: $NH_3 (107^\circ 20') > PH_3 (93^\circ 20') > AsH_3 (91^\circ 50') > SbH_3 (91^\circ 20')$; $PCl_3 (101^\circ) > AsCl_3 (97^\circ) > SbCl_3 (96^\circ) > BiCl_3 (94^\circ)$; $PF_3 (104^\circ) > PCl_3 (101^\circ) > PI_3 (98^\circ)$. У чотирьохатомних молекулах валентні кути можуть набувати й інших значень (ацетилен і гідроген пероксид).

11. Чотирьохатомна молекула AB_3 може мати або плоску (деякі сполуки елементів III групи та деякі іони (NO_3^- , CO_3^{2-})), або пірамідальну форму. Прикладом T-подібної молекули служить ClF_3 . Частіше зустрічається просторове розташування атомів у молекулах. Пірамідальною формою володіють NH_3 , PCl_3 та інші сполуки p-елементів V групи. Молекули та іони типу AB_4 можуть мати квадратну ($PdCl_4^{2-}$ - плоска частка) та тетраедричну форми (є більш поширена, типова для карбону в органічних сполуках (CH_4) і його аналогів у IV групі; тетраедричну структуру має іон SO_4^{3-}).

12. Спосіб передбачення валентних кутів розробив Гіллеспі. В його основі лежить модель відштовхування локалізованих електронних пар. Передбачається, що кожна пара електронів, які оточують даний атом, утворює електронну хмару, причому внаслідок відштовхування, хмарки розташовуються так, щоб бути якнайдалше один від одного. У першому наближенні можна вважати відштовхування всіх хмар однаковим. Особливість їхнього розташування залежить від числа таких хмар.

13. Розташування атомів буде мати іншу конфігурацію, якщо в молекулі є електронні пари, що не утворюють зв'язок, – неподілені пари електронів (тетраедричне розташування чотирьох електронних пар навколо атома азоту в молекулі аміаку NH_3). Для молекул такого типу характерна пірамідальна

будова, тому що одна вершина в тетраедрі зайнята не атомом, а неподіленою парою.

14. Електронна хмара подвійного зв'язку займає більший простір, ніж хмара одинарного зв'язку. Хмара неподіленої електронної пари займає більший простір, ніж хмара сполученої пари (тому що остання в значній мірі зосереджена між атомами). Чим більш електронегативний атом-партнер центрального атома, тим менший простір поблизу останнього потрібен для електронної пари, оскільки вона відтягнута до атома-сусіда.

15. В аліфатичних органічних сполуках довжина зв'язків C–C дорівнює $\sim 1,54 \text{ \AA}$, а валентні кути між зв'язками становлять $109,5^\circ$. Вуглеводні ряду метану мають зигзагоподібну структуру. У насичених циклічних вуглеводнях довжина зв'язків та ж сама, але валентні кути деформовані. Ця деформація кутів приводить до напруги циклу. Циклічні молекули мають неплоску просторову структуру (циклогексан), вони можуть набувати кількох конформацій (для шестичленних характерні два варіанти: “крісло” і “ванна”, перша є більш поширеною). Валентні кути елемента в різних сполуках можуть бути неоднаковими.

16. Для визначення значень валентних кутів користуються електронографічним, рентгенографічним, спектральним методами, а також методом виміру дипольних моментів.

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. Стрoєния 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. Основні характеристики хімічного зв'язку. Довжина зв'язків.

Питання 2. Основні характеристики хімічного зв'язку. Міцність зв'язків.

Питання 3. Основні характеристики хімічного зв'язку. Валентні кути. Форма молекул та іонів різних типів.

Питання 4. Геометрія електронних хмар. Просторове розташування електронних хмар в залежності від їх числа.

Питання 5. Розташування атомів при наявності неподілених електронних пар у молекулі. Пояснення конфігурації молекули аміаку.

Питання 6. Молекули насичених циклічних вуглеводнів. Будова молекули циклопентану.

Питання 7. Методи визначення значень валентних кутів.

Практичні завдання

1. Вкажіть довжину і міцність (енергію розриву) зв'язків: C-H; C-C1; C-C; O-C; C=C; O-H.
2. Вкажіть порядок зростання слідуєчих валентних кутів: H₂O, H₂Ti, H₂S, H₂Se, H₂Ti.
3. Вкажіть порядок зростання слідуєчих валентних кутів: NH₃, PH₃, AsH₃, SbH₃.