

Курта С.А. Будова речовини. Лекція № 8.

Тема 8. Основні типи хімічного зв'язку. Поняття про електронегативність та ефективні заряди.

Мета: розглянути та вивчити типи хімічного зв'язку, їх характеристики та відмінності. Ознайомитись та вивчити поняття електронегативності, дипольного моменту та ефективних зарядів. На основі розглянутого матеріалу вміти навести будову молекул.

План:

1. Електронегативність елементів.
2. Основні типи хімічного зв'язку. Іонний і ковалентний зв'язок.
3. Дипольний момент і будова молекул.
4. Ефективні заряди.

Зміст лекції

3.3. Розділ третій

Основні типи хімічного зв'язку

3.3.1. Електронегативність елементів. Уявимо собі, що у взаємодію вступають атоми А і В, і що хімічний зв'язок здійснюється за рахунок зміщення електронів від одного атома до іншого [1]. Виникає питання: який із цих атомів відтягне на свою оболонку електрон? Припустимо, що електрон переходить від А до В. Цей процес пов'язаний із виділенням енергії ($E_B - I_A$), де E_B – спорідненість до електрона атома В, I_A – енергія іонізації атома А. При зворотному переході буде виділятися енергія ($E_A - I_B$). Напряму процесу визначається максимальним виграшем енергії, через те, що виділення енергії стабілізує систему. Припустимо, що фактичний перехід відбувається від атома А до атома В. Це означає, що $(E_B - I_A) > (E_A - I_B)$ або $(I_B + E_B) > (I_A + E_A)$. Величина $\frac{1}{2}(I + E)$ отримала назву електронегативності. Позначимо її через x . (3.34):

$$x = 1/2 (I + E) \quad (3.34)$$

Таким чином, електрон переміститься до атома того елемента, який має більшу електронегативність. Електронегативність характеризує прагнення даного атома до приєднання електронів при утворенні хімічного зв'язку. Наведений спосіб розрахунку електронегативності був запропонований Маллікеном (США). Недолік цього методу у тому, що спорідненість до електрона відома тільки для небагатьох атомів.

На рис. 45 наведені значення електронегативності різних елементів за Полінгом, який рекомендував інший спосіб визначення цих величин. Електронегативність фтору в системі Полінга умовно дорівнює 4. Не зовсім звична форма креслення на рис. 45 продиктована бажанням Мілікена надати графіку вигляду періодичної системи. Як і слід було очікувати, найбільше значення електронегативності- x має фтор, найменше – цезій, гідроген займає проміжне місце, тобто при взаємодії із одними елементами (наприклад, з фтором) він віддає електрон, при взаємодії з іншими (наприклад, з Rb) – забирає електрон.

Було запропоновано багато (близько 20) шкал електронегативності, в основу яких покладені різні властивості речовин (між'ядерна відстань, енергія зв'язку тощо). Вони дають неоднакові значення x , але їх відмінності не важливі. Відносні значення x близькі. Якісне співпадання результатів у різних шкалах означає співпадання розташування елементів у ряду електронегативностей.

Більш суттєвими є наступні уявлення: користуючись електронегативністю як величиною, яка характеризує властивість атома до притягнення валентних електронів, необхідно пам'ятати, що елементу не можна приписувати постійну електронегативність. Вона залежить від того, у складі якої конкретної сполуки ми розглядаємо його атом, у колі атомів яких елементів він знаходиться. Так, вільний атом хлору і атом хлору у молекулах Cl_2 , NaCl , CCl_4 і PdCl_2 володіють неоднаковими властивостями. Отже, потрібно мати на увазі не електронегативність елементів загалом, а електронегативність атома елемента, який утворює конкретні хімічні зв'язки, у конкретному оточенні інших атомів, у конкретному валентному стані. Не дивлячись на це, поняття електронегативності є корисним для пояснення багатьох властивостей хімічних зв'язків.

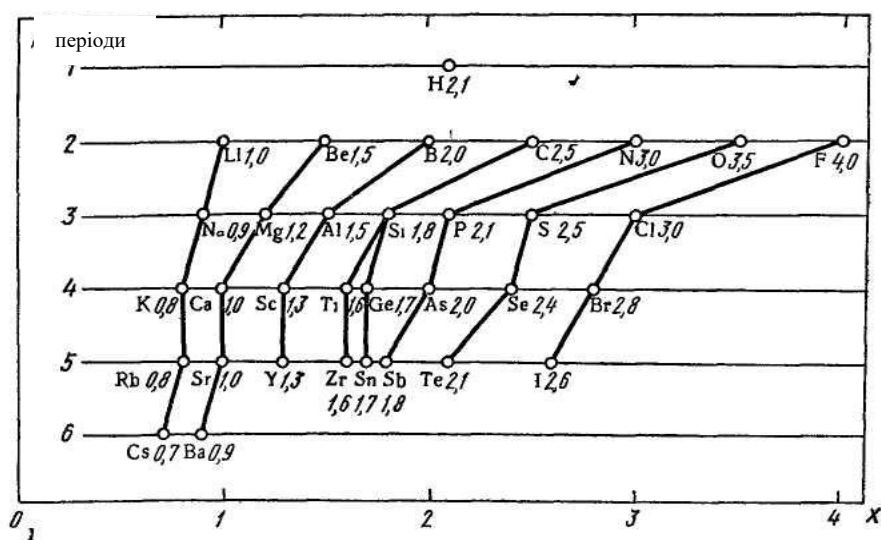


Рис. 45. Електронегативність елементів

3.3.2. Іонний і ковалентний зв'язок. Перехід електрона при взаємодії атомів А і В, які різко відрізняються за електронегативністю, перетворює ці атоми у протилежно заряджені іони:



Тут I_A і E_B – енергія іонізації атома А і спорідненість до електрона атома В. Електростатичне притягування, що виникає між А і В, призводить до утворення молекули.



де E – енергетичний ефект. Іони в молекулі знаходяться на відстані, на якій притягування зрівноважується відштовхуванням однойменно заряджених

електронних оболонок іонів та ядер. Так виникає *іонний зв'язок*, який також називається *гетерополярним* або *електровалентним*. Звідси, іонний зв'язок відповідає реакції:



яка отримується сумуванням по формулам (3.35), (3.36) і (3.37).

Перетворення атомів головних підгруп періодичної системи в іони супроводжується перетворенням їх електронних оболонок у стабільні електронні оболонки, які відповідають оболонкам благородних газів. Так, при утворенні KF катіон K^+ набуває електронної конфігурації Ar, а аніон F^- – Ne. Викладені погляди були розвинуті Косселем у 1916 р. Як ми побачимо нижче, повний перехід електронів від одного атома до іншого ніколи не проходить – 100%- іонного зв'язку не буває [9].

Хімічна взаємодія не обмежена утворенням тільки іонного зв'язку. Якщо, наприклад, вважати, що в ClF, як і в CsF, валентний електрон відтягується до фтору, то розрахунок призводить до від'ємного значення енергії розриву зв'язку Cl-F. Це означає, що молекула ClF не може існувати (явне протиріччя із дослідом). Хоча фтористий хлор – речовина дуже реакційноздатна, проте вона стабільна (експериментальне значення енергії зв'язку дорівнює 2,6 еВ). Висновок очевидний – у цій молекулі зв'язок не є іонним.

Розглянемо тепер молекулу, яка складається із атомів, що мають однакові електронегативності. Прикладом такої молекули служить H_2 . У цьому випадку обидва атоми у боротьбі за електрон рівноправні. У 1916-1918 рр. Льюїс і Ленгмюр (США) висунули припущення, що хімічний зв'язок може утворюватись за рахунок спільної пари електронів, яка належить обом атомам. Зв'язок, який утворений електронами, що належать обом атомам, називають *гомополярним* або *ковалентним*. Якщо ковалентну лінію зв'язку замінити за Льюїсом і Ленгмюром двома крапками, які позначають цю електронну пару, то замість H-H можна записати H:N. Користуючись цією символікою для зовнішнього шару (валентних електронів) багатоелектронних атомів, можемо представити будову молекули хлору і нітрогену (3.39) наступним чином:



Поширюючи ці позначення на молекули, які складаються із атомів різних елементів, отримаємо наступні структурні формули:



Число подібних прикладів легко збільшити, враховуючи величезну кількість органічних сполук, де ковалентний зв'язок є типовим. Тут, так як і у випадку іонного зв'язку, спостерігається прагнення до формування електронних октетів (або дублетів).

Слід звернути увагу на те, що якщо відкинути молекули, які складаються із однакових атомів (а їх порівняно небагато), то всі інші ковалентні молекули характеризуються деяким (великим або малим) зміщенням електронних пар до одного з атомів, так як вони утворені атомами, які відрізняються за електро-негативністю. Такий зв'язок є *полярним ковалентним*. До молекул із полярним зв'язком відносяться, наприклад, молекули CF_4 , CH_3Cl . Полярний ковалентний зв'язок позначають або зсувом відповідних пар крапок, або стрілкою до більш електронегативного атома $\text{C} \rightarrow \text{F}$. Полярністю зв'язку $\text{O} \leftarrow \text{H}$ пояснюються багато властивостей води, зокрема електролітична дисоціація розчинених у ній речовин.

Іонний зв'язок можна розглядати як окремий випадок полярного зв'язку, коли електронна пара практично повністю зміщена до більш електронегативного атома, тобто стає складовою частиною електронної оболонки одного із атомів.

Кількість ковалентних молекул A_2 обмежена числом видів атомів у періодичній системі, а симетричних молекул A_n , де $n > 2$, небагато. Молекул, які мають практично 100% іонний зв'язок, немає. Тому у молекулах більшості відомих нам сполук (а їх зараз нараховується більше п'яти мільйонів) хімічний зв'язок є полярним ковалентним.

3.3.3. Дипольний момент і будова молекул. Уявімо собі, що ми знайшли "*центри тяжіння*" позитивних і негативних частин молекули. Тоді ми з'ясуємо, що всі речовини можна розбити на дві групи. В одну потрапили ті із них, у молекулах яких обидва центри тяжіння співпадають. Ці молекули називаються неполярними. До них відносяться всі ковалентні двохатомні молекули типу A_2 , а також трьох- та більше атомні молекули, які мають високосиметричну будову, наприклад CO_2 , CS_2 , CCl_4 , C_6H_6 та інші. У другу групу потрапили всі речовини, молекули яких характеризуються електричною асиметрією, тобто у яких центри тяжіння зарядів у молекулі не співпадають. Ці молекули називаються полярними. До них відносяться сполуки з іонним типом зв'язку (наприклад, CsF), будь-які речовини складу AB (тому, що їх атоми мають різну електронегативність) і багато складніших молекул [10].

Полярність молекули характеризується дипольним моментом:

$$\mu = ql, \quad (3.41)$$

де l – відстань між центрами позитивних і негативних зарядів, q – величина цих зарядів. Чим більші полярні молекули, чим значніше зміщені валентні електронні пари до одного із атомів, тим більше значення μ . Навпаки, якщо електрична асиметрія молекул незначна, то значення μ невелике. Дипольні моменти визначаються експериментально шляхом вимірювання діелектричної проникливості речовин при різних температурах.

Якщо речовину помістити в електричне поле, яке створюється конденсатором, то ємність останнього зростає в ε разів, тобто:

$$\varepsilon = c/c_0, \quad (3.42)$$

де c_0 і c – ємність конденсатора у вакуумі і з речовиною; ε – діелектрична проникливість речовини. Зростання ємності (в результаті зменшення сили

електричного поля) зумовлюється не тільки наявністю постійного дипольного моменту μ , який властивий молекулам даної речовини, але і їх деформацією під дією поля. Іншими словами, під впливом електричного поля проходить не тільки орієнтація молекул полярної речовини (за напрямом поля), але і виникнення дипольного моменту $\mu_{\text{нд}}$ за рахунок зміщення електронів і ядер. Для слабких полів індукційний дипольний момент пропорційний напрузі поля E .

$$\mu_{\text{нд}} = \alpha E \quad (3.43)$$

Коефіцієнт пропорційності α називається *поляризованістю* (або деформаційною поляризованістю). Він тим більший, чим більше піддається молекула деформації, тобто чим менш жорсткі її електронні оболонки. Наведений дипольний момент зникає, як тільки зникає поле: згідно (3.43) при $E=0$ і $\mu_{\text{нд}} = 0$.

Можна показати, що для газів, а також для полярних речовин, які розчинені у неполярних розчинниках, між μ і ε існує зв'язок, який виражається рівнянням (3.44):

$$\frac{(\varepsilon-1)M}{(\varepsilon+2)\rho} = \frac{(4\pi N_0 \alpha)}{3} \left(\alpha + \frac{\pi N_0^2 \mu^2}{3RT} \right) \quad (3.44)$$

де M – молекулярна маса речовини; ρ – її густина; N_0 – число Авогадро; R – універсальна газова стала і T – абсолютна температура. Рівняння (3.44) називається *рівнянням Ланжевена-Дебая*. Його виведення ґрунтується на використанні до орієнтації електричних диполів, на основі теорії аналогічного явища – орієнтації магнітних диполів у магнітному полі, яку розробив раніше французький вчений Ланжевен.

Перший доданок (α) у рівнянні Ланжевена-Дебая відповідає *деформаційному ефекту*, другий ($\pi N_0^2 \mu^2$) – *орієнтаційному ефекту*. Останній, очевидно, повинен бути тим значніший, чим полярніша молекула, тобто чим більше μ і нижча температура, бо нагрівання посилює тепловий рух молекул, перешкоджаючи їх орієнтації. У відповідності із рівнянням (3.44) при низьких температурах переважає орієнтаційний ефект, при високих – деформаційний ефект. Введемо позначення:

$$\frac{(\varepsilon-1)M}{(\varepsilon+2)\rho} = y \quad (3.45)$$

$$(4\pi N_0 \alpha)/3 = A \quad (3.46)$$

$$(4\pi N_0^2 \mu^2)/9R = B, \quad (3.47)$$

$$1/T = x. \quad (3.48)$$

Тоді рівняння (3.9) можна записати так:

$$y = A + Bx \quad (3.49)$$

Якщо відкладати по осі абсцис зворотно абсолютну температуру, а по осі ординат величину y , то отримаємо пряму, за нахилом якої (B) легко знайти дипольний момент. Дійсно, у відповідності із рівняннями (3.47) і (3.49).

$$\mu = \sqrt{(9RB)/4\pi N_0^2} = 0,01282 \cdot 10^{-18} \sqrt{B} \quad (3.50)$$

Для того, щоб побудувати цю пряму, потрібно виміряти ємність конденсатора із речовиною, яку вивчаємо, хоча би при двох температурах, а також треба знати густину речовини при цих температурах. Метод розрахунку ілюструється на рис. 46 ($B = \operatorname{tg} \beta$). Видно, що $\mu_{\text{HCl}} > \mu_{\text{HBr}} > \mu_{\text{HI}}$ і $\mu_{\text{H}_2} = 0$. За допомогою рівняння (3.9) із рис. 46 легко визначити α .

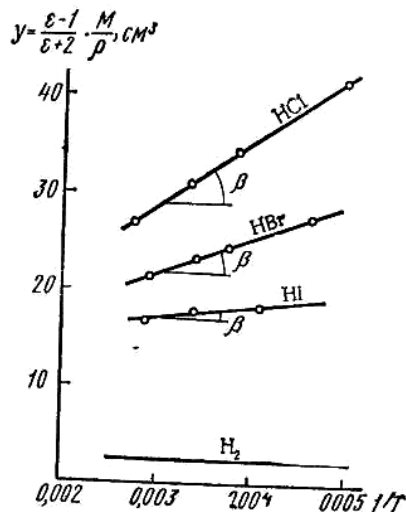


Рис. 46. Визначення дипольного моменту

Оцінимо масштаб μ : так як $e = 4,802 \cdot 10^{-10}$, а l – співрозмірне із розміром молекули (10^{-8} м), то μ є величиною порядку 10^{-18} . Ця одиниця дипольних моментів отримала назву *дебай* (D). Дипольні моменти деяких молекул наведені у таблиці 5.

Розглянемо на прикладі, яким чином змінюється дана властивість у групі схожих речовин. Для HCl, HBr і HI дипольні моменти рівні відповідно 1,04; 0,79 і 0,38 D. Падіння μ у цьому ряду пояснюється тим, що зменшення відмінностей в електронегативності зменшує ступінь поляризації зв'язку. Паралелізм ходу значень μ у двох схожих рядах ілюструється на рис. 47.

Дипольні моменти

Табл.5.

Молекула	μ , D	Молекула	μ , D	Молекула	μ , D
H ₂ O ₂	2.26	NO	2,16	CsCl	10,4
HF	1.91	NO ₂	0,29	CsI	12,1
HCl	1.08	HNO ₃	2,16	CH ₃ OH	1,71
HBr	0.79	F ₂ O	0,30	C ₂ H ₅ OH	1,67
HI	0.38	BrF	1,29	CHCl ₃	1,01
NH ₃	1.48	O ₃	0,53	HCOOH	1,35
PH ₃	0.58	H ₂ S	1,10	CH ₃ COOH	1,73
AsH ₃	0.13	NaCl	10,00	C ₆ H ₅ CH ₃	0,37

При розгляді дипольних моментів складних молекул кожному зв'язку доцільно приписувати певне значення μ , враховуючи при цьому не тільки його величину, але і знак (в залежності від напрямку зміщення електронів), тобто

розглядаючи дипольний момент як вектор. При цьому потрібно брати до уваги вклад в дипольний момент неподілених пар електронів. Дипольний момент багатоатомної молекули можна вважати рівним векторній сумі дипольних моментів всіх зв'язків (нехтуємо їх взаємним впливом). Векторна сума дипольних моментів зв'язків показано на рис. 48 (у всіх випадках прийнято, що вектор спрямований від + до -).

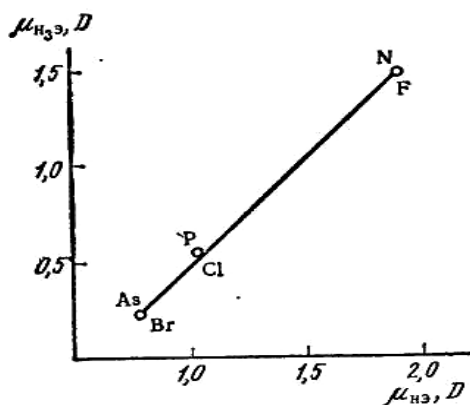


Рис. 47. Порівняння дипольних моментів

Визначення дипольного моменту дозволяє зробити висновок про характер хімічного зв'язку (іонного, полярного і ковалентного) та про геометричну структуру молекули. Так, для визначення будови речовини вираховують μ (за правилом додавання векторів) для різних моделей. Правильною з них стає та, для якої вираховане значення найбільш близьке до експериментального значення, наприклад молекули аміаку рис. 49. За дипольним моментом можна розрізнити цис- і транс-ізомери. Так, у транс-дихлоретану, на відміну від цис-дихлоретану, дипольний момент рівний нулю.

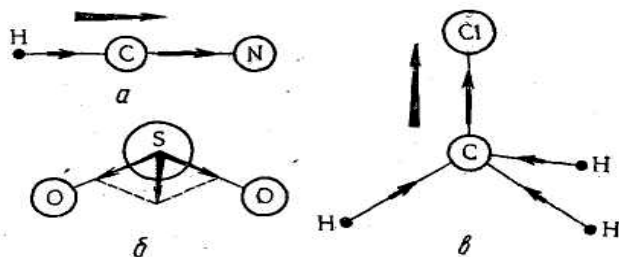


Рис. 48. Складання дипольних моментів зв'язків

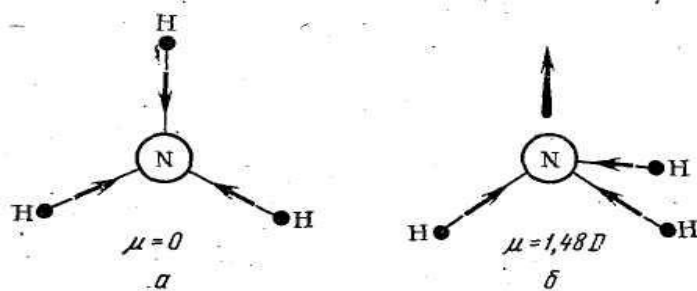


Рис. 49. Дипольні моменти варіантів будови молекули аміаку

3.3.4. Ефективні заряди. Коли атом утворює хімічний зв'язок, його електронна густина змінюється. Це можна врахувати, приписавши атому деякий ефективний заряд $\pm\delta$ (в одиницях заряду електрона). Ефективні заряди, які виражають асиметрію електронної хмари, умовні, бо електронна хмара делокалізована, і її не можна “розділити” між ядрами.

Для атомів, які утворюють ковалентну молекулу, $\delta = 0$; в іонній молекулі ефективний заряд атомів рівний заряду іонів. Для всіх інших молекул він має проміжні значення.

Під впливом зовнішнього поля ефективний заряд $\pm\delta$ збільшується до значення, яке відповідає іонному зв'язку. Це зростання тим більше, чим значніша поляризованість, яка у свою чергу збільшується зі збільшенням електронегативності.

Значення δ знаходимо різними методами: на основі вивчення оптичних спектрів поглинання, рентгенівських спектрів, ядерного магнітного резонансу тощо.

Ефективний заряд можна розглядати як міру поляризації ковалентного зв'язку. Так, розрахунок, який здійснюється на основі рентгенівських спектрів поглинання, для хлороводню дав наступні величини: $\text{H}^{+0,2}\text{Cl}^{-0,2}$. Цей результат можна трактувати так: у молекулах HCl зона максимального перекривання зв'язуючих електронних хмар зміщена в бік більш електронегативного хлору, в результаті чого атом гідрогену поляризований позитивно ($\delta = +0,2$), а атом хлору – негативно ($\delta = -0,2$). Можна сказати й інакше: зв'язок в молекулі HCl приблизно на 20% має іонний характер. Таким чином, вона близька до ковалентної. Молекула ж NaCl , для якої $\text{Na}^{+0,8}\text{Cl}^{-0,8}$ є прикладом сполуки, де хімічний зв'язок, навпаки, ближчий до іонного. Ці результати підтверджуються наступними даними: $\mu_{\text{HCl}} = 1,0 \text{ D}$, $\mu_{\text{NaCl}} = 10 \text{ D}$.

Значення δ в атомах-аналогах одностипних сполуках змінюються закономірно. Так маємо для сполук HNaL : $\delta_{\text{F}} = -0,45$; $\delta_{\text{Cl}} = -0,2$; $\delta_{\text{Br}} = -0,12$; $\delta_{\text{I}} = -0,05$. Очевидно, у подібних рядах молекул буде спостерігатися кількісний паралелізм між значенням δ і величинами μ .

У таблиці 6 наведені значення ефективних зарядів атомів для деяких сполук, знайдені за рентгенівськими спектрами поглинання.

Ефективні заряди атомів

Табл.6.

Речовина	Атом	δ	Речовина	Атом	δ
HCl	Cl	-0,2	GeBr_4	Ge	+1,1
SO_2Cl	Cl	-0,1		Br	-0,3
$\text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2$	Cl	0	ZnBr_4	Zn	+0,5
KClO_3	Cl	+0,7		Br	-0,25
LiClO_4	Cl	+0,8	IBr	Br	-0,1
H_2S	S	-0,2	GeH_4	Ge	+0,2
SO_2	S	-0,1	GeO_2	Ge	+1,0
SCl_2	S	+0,2	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Cr	+0,1

CaSO ₄	S	+0,4	K ₂ CrO ₄	Cr	+0,2
KMnO ₄	Mn	+0,3	CrCl ₃	Cr	+1,3
CaTiO ₃	Ca	+1,5	CrCl ₂	Cr	+1,9

Хоча ці значення δ є орієнтовними, але із них можна зробити певні висновки: так, звертає на себе увагу той факт, що немає сполуки, для якої ефективний заряд атома був би більший за 2. У сполуках одного і того ж атома його ефективний заряд падає зі збільшенням ступеня окиснення, тобто чим вища формальна валентність, тим більша частка ковалентного зв'язку, що обумовлено зменшенням полярності зв'язків при збільшенні їх числа [13].

Висновки

1. Напряму процесу переходу електрона визначається максимальним виграшем енергії, через те, що виділення енергії стабілізує систему. Електронегативність – величина, що рівна півсумі енергії іонізації та енергії спорідненості до ядра. Вона характеризує прагнення даного атома до приєднання електронів при утворенні хімічного зв'язку. Електрон переміститься до атома того елемента, який має більшу електронегативність. Було запропоновано багато (близько 20) шкал електронегативності, в основу яких покладені різні властивості речовин (між'ядерна відстань, енергія зв'язку тощо). Якісне співпадання результатів значень електронегативності у різних шкалах означає співпадання розташування елементів у ряду електронегативностей.

2. Елементу не можна приписувати постійну електронегативність. Вона залежить від того, у складі якої конкретної сполуки ми розглядаємо його атом, у колі атомів яких елементів він знаходиться. Поняття електронегативності використовується для пояснення багатьох властивостей хімічних зв'язків.

Іони в молекулі знаходяться на відстані, на якій притягування зрівноважується відштовхуванням однойменно заряджених електронних оболонок іонів та ядер. Так виникає іонний зв'язок, який також називається гетерополярним або електровалентним. Перетворення атомів головних підгруп періодичної системи в іони супроводжується перетворенням їх електронних оболонок у стабільні електронні оболонки, які відповідають оболонкам благородних газів. Повний перехід електронів від одного атома до іншого не здійснюється. Іонний зв'язок можна розглядати як окремий випадок полярного зв'язку, коли електронна пара практично повністю зміщена до більш електронегативного атома, тобто стає складовою частиною електронної оболонки одного із атомів. Хімічна взаємодія не обмежена утворенням тільки іонного зв'язку.

3. Ковалентний зв'язок є типовим для величезної кількості органічних сполук. Як і у випадку іонного зв'язку, спостерігається прагнення до формування електронних октетів (або дублетів). Ковалентні молекули характеризуються деяким (великим або малим) зміщенням електронних пар до

одного з атомів, так як вони утворені атомами, які відрізняються за електро-негативністю. Це - полярний ковалентний зв'язок (молекули CF_4 , CH_3Cl).

4. У молекулах більшості відомих нам сполук (а їх зараз нараховується більше п'яти мільйонів) хімічний зв'язок є полярним ковалентним. Молекули, у яких обидва центри тяжіння співпадають, називаються неполярними. До них відносяться всі ковалентні двохатомні молекули типу A_2 , а також трьох- та більше атомні молекули, які мають симетричну будову.

5. Молекули, для яких характерна електрична асиметрія, тобто у яких центри тяжіння зарядів у молекулі не співпадають, називаються полярними. До них відносяться сполуки з іонним типом зв'язку (наприклад, CsF), будь-які речовини складу AB (тому, що їх атоми мають різну електро-негативність) і багато складніших молекул. Полярність молекули характеризується дипольним моментом. Чим більш полярні молекули, чим значніше зміщені валентні електронні пари до одного із атомів, тим більше значення μ . Навпаки, якщо електрична асиметрія молекул незначна, то значення μ невелике. Зменшення відмінностей в електро-негативності зменшує ступінь поляризації зв'язку.

6. Дебай (D) - одиниця дипольних моментів. Дипольні моменти визначаються експериментально шляхом вимірювання діелектричної проникливості речовин при різних температурах. Виведення рівняння Ланжевена-Дебая ґрунтується на використанні до орієнтації електричних диполів, на основі теорії аналогічного явища – орієнтації магнітних диполів у магнітному полі. Чим більше μ і нижча температура, бо нагрівання посилює тепловий рух молекул, перешкоджаючи їх орієнтації. При низьких температурах переважає орієнтаційний ефект, при високих – деформаційний ефект.

7. При розгляді дипольних моментів складних молекул кожному зв'язку доцільно приписувати певне значення μ , враховуючи при цьому не тільки його величину, але і знак (в залежності від напрямку зміщення електронів), тобто розглядати дипольний момент як вектор. При цьому потрібно брати до уваги вклад в дипольний момент неподілених пар електронів. Дипольний момент багатоатомної молекули можна вважати рівним векторній сумі дипольних моментів всіх зв'язків (нехтуємо їх взаємним впливом).

8. Визначення дипольного моменту дозволяє зробити висновок про характер хімічного зв'язку (іонного, полярного і ковалентного) та про геометричну структуру молекули. Для визначення будови речовини вираховують μ (за правилом додавання векторів) для різних моделей. Правильною з них стає та, для якої вираховане значення найбільш близьке до експериментального значення. За дипольним моментом можна розрізнити цис- і транс-ізомери.

9. Ефективні заряди, які виражають асиметрію електронної хмари, умовні, бо електронна хмара делокалізована, і її не можна "розділити" між ядрами. В іонній молекулі ефективний заряд атомів рівний заряду іонів. Для всіх інших молекул він має проміжні значення. Під впливом зовнішнього поля ефективний заряд $\pm\delta$ збільшується до значення, яке відповідає іонному

зв'язку. Це зростання тим більше, чим значніша поляризованість, яка у свою чергу збільшується зі збільшенням електронегативності. Ефективний заряд можна розглядати як міру поляризації ковалентного зв'язку.

У сполуках того самого атома його ефективний заряд падає зі збільшенням ступеня окиснення, тобто чим вища формальна валентність, тим більша частка ковалентного зв'язку, що обумовлено зменшенням полярності зв'язків при збільшенні їх числа. Максимальне значення ефективного заряду у сполуках не перевищує 2.

10. Значення δ знаходять на основі вивчення оптичних спектрів поглинання, рентгенівських спектрів, ядерного магнітного резонансу тощо.

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.Карапетьянц, 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. Електронегативність як одна з характеристик елементів та спосіб її обчислення.

Питання 2. Іонний і ковалентний зв'язок. Їх спільні та відмінні риси.

Питання 3. Дипольний момент. Рівняння Ланжевена-Дебая.

Питання 4. Обчислення дипольного моменту, виходячи з рівняння Ланжевена-Дебая.

Питання 5. Ефективні заряди та методи їх визначення.

Практичні завдання

1. Зобразіть дипольні моменти в молекулах сірчистого газу – SO_2 , аміаку – NH_3 та для ізомерів дихлорбензолу.
2. Пояснити природу зв'язку в молекулах оксиду вуглецю, азотної, сірчаної і фосфорної кислот.