

Практичне заняття. 4.

Тема. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК ТА БУДОВА МОЛЕКУЛ. МІЖМОЛЕКУЛЯРНІ ВЗАЄМОДІЇ.

Ознайомитися із основними видами хімічного зв'язку; навчитися визначати тип хімічного зв'язку між атомами; знати основні властивості кожного з типів зв'язку; уміти зображати електронну схему утворення простих молекул по методу валентних зв'язків; визначати тип гібридизації атомних орбіталей у молекулах і їх геометрію, ковалентність елементів у сполуках, полярність окремих зв'язків і простих молекул.

Вступ. Хімічний зв'язок у будь-якій молекулі або речовині залежить від розподілу в ній електронної густини. По характеру цього розподілу хімічні зв'язки підрозділяють на ковалентні, іонні і металічні. Основні положення методу валентних зв'язків (ВЗ) можна сформулювати так: а) кожний ковалентний зв'язок утворюється парою електронів з антипаралельними спінами; б) при утворенні ковалентного зв'язку валентні орбіталі атомів перекриваються таким чином, що між взаємодіючими атомами збільшується електронна густина; в) направленість ковалентного зв'язку визначається характером перекривання електронних хмар взаємодіючих атомів. Основними параметрами зв'язку є його *енергія*, *довжина* і *направленість*. Мірою міцності хімічного зв'язку служить енергія зв'язку. Це енергія, яку потрібно затратити для руйнування зв'язку – розділу зв'язаних у молекулу атомів на вільні. У зворотному процесі - утворенні зв'язку - ця енергія виділяється. Вимірюється вона в кДж/моль або в еВ на один зв'язок. Під довжиною зв'язку розуміють відстань між ядрами сусідніх атомів у молекулі, коли енергія системи мінімальна. Оскільки електронні орбіталі мають різну форму, їх взаємне перекривання може здійснюватися різними способами. У залежності від способу перекривання і симетрії електронної хмари, що утворюється, розрізняють сигма- (σ), пі- (π) і дельта- (δ) зв'язки. σ -Зв'язок може утворитися при перекриванні хмар уздовж лінії зв'язку атомів; π -зв'язок утворюється при перекриванні електронних хмар по обидві сторони від лінії зв'язку атомів. δ -Зв'язки зобов'язані перекриванню всіх чотирьох лопатей *d*-електронних хмар, розташованих у паралельних площинах.

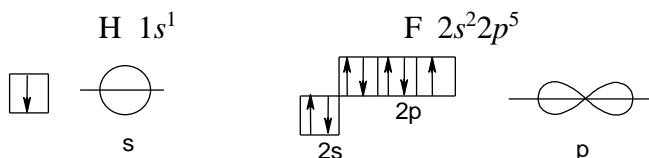
План.

1. Основні типи та характеристики хімічного зв'язку.
2. Метод валентних зв'язків. Способи перекриття атомних орбіталей. Гібридизація атомних орбіталей. Полярність молекул. Донорно-акцепторний зв'язок.
3. Метод молекулярних орбіталей.
4. Йонний зв'язок.
5. Водневий зв'язок.
6. Металічний зв'язок.
7. Міжмолекулярні взаємодії. Сили Ван-дер-Ваальса.
8. Хімічний зв'язок і властивості сполук.

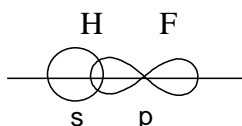
Приклади виконання типових завдань

Приклад 1. Складіть електронну схему утворення з атомів молекул HF і O₂. Визначте, які зв'язки, сигма-, пі- чи дельта-, утворюються у цих молекулах?

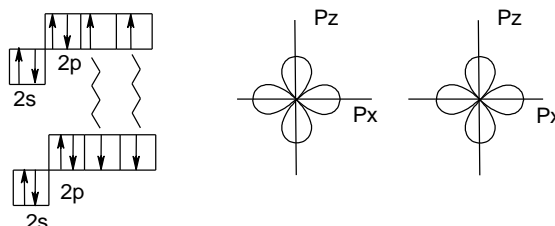
Розв'язання. а) Молекула HF складається з атомів H і F. Запишемо електронні формули атомів цих елементів і визначимо, які електрони є валентними в кожного з них:



В утворенні зв'язку H-F беруть участь неспарені s -електрон атома водню і p -електрон атома фтору. Їх орбіталі перекриваються уздовж лінії утворення зв'язку й утворюють σ -зв'язок:

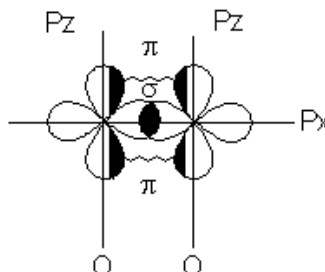


б) Молекула кисню складається з двох атомів. Їхні електронні конфігурації мають вигляд $2s^2 2p^4$



Неспареними електронами у кожного атома кисню є два p -електрони, отже, між атомами кисню виникають не один, а два зв'язки. Одна пара орбіталей перекривається уздовж осі зв'язку й утворює σ -зв'язок, інша ж пара, розташована у перпендикулярних напрямках, перекривається з утворенням π -зв'язку, як це показано праворуч.

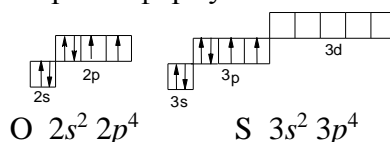
Кожен атом може утворити з іншими атомами обмежене число зв'язків. Ця властивість ковалентного зв'язку називається *насичуваністю*. У методі ВЗ число зв'язків (ковалентність,



КВ) визначається числом неспарених валентних електронів.

Приклад 2. Визначте ковалентність атомів Оксигену та Сульфуру в стаціонарному і збудженому станах.

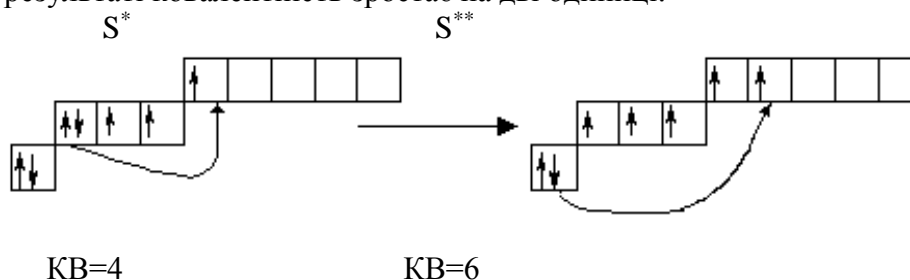
Розв'язання. Запишемо електронні формули атомів Оксигену і Сульфуру:



У стаціонарному (незбудженому) стані і атом Оксигену, і атом Сульфуру мають по два неспарених валентних електрона. Отже, ковалентність Оксигену і Сульфуру дорівнює двом (КВ=2).

В атомі Сульфуру 6 валентних електронів розташовані на III енергетичному рівні, на якому є ще вакантні орбіталі d -підрівня (на відміну від атома Оксигену). Тому при підведенні енергії атом Сульфуру переходить у збуджений стан: його спарені електрони

розпарюються, після чого один з них переходить (промотується) на вільну орбіталь вищого підрівня. У результаті ковалентність зростає на дві одиниці:

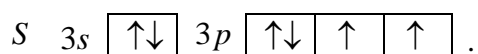


Приклад 3. Яку геометричну форму мають: а) молекула H_2S ; б) йон IO_3^- ?

Розв'язання. Під час аналізу геометричної будови молекул та йонів доцільно дотримуватися такого алгоритму:

- 1 Складаємо графічну формулу сполуки, встановлюємо в ній кількість σ - та π -зв'язків.
- 2 Складаємо електронно-графічну схему для центрального атома, враховуючи його валентність у сполуці.
- 3 За видом та кількістю АО, що містять валентні електрони, визначаємо тип гібридизації центрального атома. Якщо в молекулі є π -зв'язки, то з передбаченої кількості гібридних орбіталей вилучаємо стільки зовнішніх АО, скільки π -зв'язків міститься у молекулі.
- 4 Визначаємо число незв'язувальних електронних пар.
- 5 Встановлюємо геометричну форму молекули, враховуючи тип гібридизації центрального атома та число незв'язувальних електронних пар.

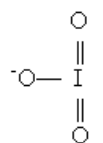
а) з графічної формули молекули H_2S ($\text{H}-\text{S}-\text{H}$) випливає, що в H_2S атом Сульфуру утворює два σ -зв'язки і не утворює π -зв'язків. Складаємо електронно-графічну схему Сульфуру, враховуючи, що в сполуці він виявляє ковалентність 2 (має два неспарених р-електрони, орбіталі яких розміщуються взаємно перпендикулярно):



Для досягнення рівноцінності двох зв'язків $\text{S}-\text{H}$ центральний атом S піддається sp^3 -гібридизації, яка теоретично повинна забезпечити тетраедричну форму молекули і валентний кут $109,5^\circ$.

Неспарені електрони, що перебувають на двох sp^3 -гібридизованих орбіталях, і утворюють два σ -зв'язки при перекриванні з s -орбіталями двох атомів H . На двох інших sp^3 -гібридизованих орбіталях атома S містяться дві незв'язувальні пари, підвищена електронна густина яких сприяє стисненню валентного кута і відхиленню його від $109,5^\circ$. Отже, молекула H_2S має кутову форму.

б) Графічна формула йона IO_3^- має такий вигляд:



Формула показує, що в IO_3^- атом Йоду утворює три σ -зв'язки та два π -зв'язки. Складаємо електронно-графічну схему Йоду, враховуючи, що в йоні він виявляє ковалентність 5 (має п'ять неспарених електронів):



Оскільки σ -зв'язки утворюються трьома p -орбітальми атома Іоду (d -орбіталі беруть участь в утворенні π -зв'язків, атом Іоду піддається sp^3 -гібридизації і містить одну незв'язувальну електронну пару (на $5s$ -орбіталі, тому йон має форму тригональної піраміди).

Приклад 4. Як змінюється полярність зв'язку в ряду: HF, HCl, HBr, HI?

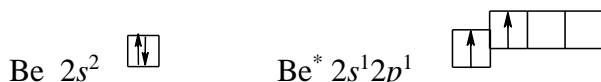
Розв'язання. Оцінимо полярність зв'язку в кожній молекулі, обчисливши різницю електронегативностей атомів, що утворюють зв'язок:

	H - F,		H - Cl,		H - Br,		H - I	
EN	2,1	4,0	2,1	3,0	2,1	2,9	2,1	2,6
ΔEN	1,9		0,9		0,8		0,5	

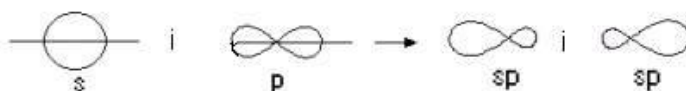
Різниця EN у ряду зменшується, отже, полярність зв'язку в ряду HF, HCl, HBr, HI також зменшується.

Приклад 5. Визначте тип гібридизації і геометрію молекул $BeCl_2$, $AlCl_3$, і SiH_4 .

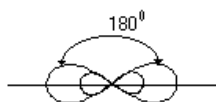
Розв'язання. а) Розглянемо електронну структуру атомів Be і Cl. У стаціонарному стані атом берилію не має неспарених валентних електронів і не може утворити зв'язки шляхом їх спарювання з електронами інших атомів. У збудженому стані один з електронів промотується на вільну p -орбіталь і тепер атом берилію спроможен надавати для утворення зв'язків одну s - і одну p -орбіталі.:



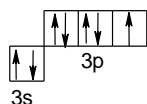
Різні за формою й енергією s - і p -орбіталі гібридизуються й утворюють дві sp -гібридні орбіталі, розташовані одна відносно одної під кутом 180° :



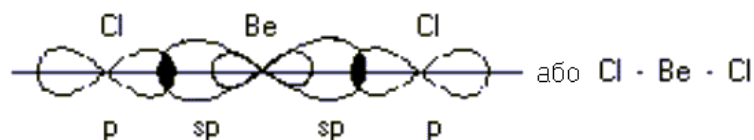
або якщо розглядати їх разом:



Такий тип гібридизації називається sp -гібридизацією. Валентною орбіталлю атома хлору є p -орбіталь ($Cl \quad 3s^2 \quad 3p^5$):

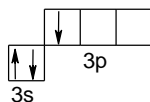


Отже, ковалентні зв'язки в молекулі $BeCl_2$ утворюються перекриванням sp -гібридних орбіталей атома берилія з двома p -орбітальми двох атомів хлору:

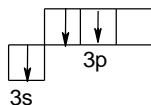


Зв'язки спрямовані під кутом 180° , молекула $BeCl_2$ має лінійну форму.

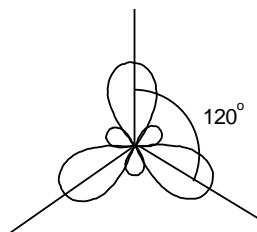
б) Електронна структура валентної оболонки атома алюмінію має вигляд: $3s^2 3p^1$:



У стаціонарному стані атом алюмінію має один неспарений електрон і може утворити за обмінним механізмом лише один хімічний зв'язок. Ковалентність атома алюмінію, що дорівнює трьом, можлива у збудженому стані атома: $Al^* 3s^1 3p^2$

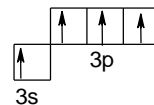
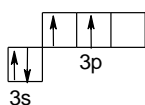
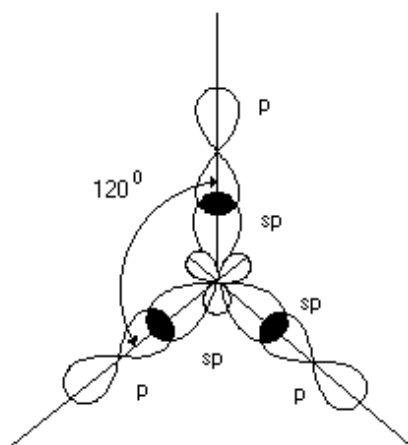
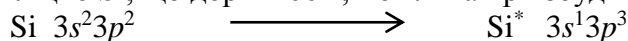


Одна s - і дві p -орбіталі атома алюмінію в момент утворення зв'язку перетворюються в три sp^2 -гібридні орбіталі, розташовані в одній площині під кутом 120° .

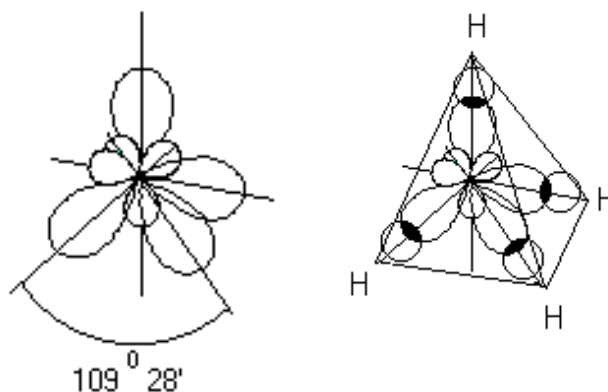


Такий тип гібридизації називається sp^2 -гібридизацією. Ковалентні зв'язки у молекулі $AlCl_3$ утворюються перекриванням трьох sp^2 -гібридних орбіталей атома алюмінію з трьома p -орбіталами трьох атомів хлору. Гібридні зв'язки спрямовані під кутом 120° . Ядра всіх взаємодіючих атомів лежать в одній площині. Молекула має форму плоского трикутника.

в) Ковалентність Силіцію Si, що дорівнює 4, можлива при збудженні його атома:

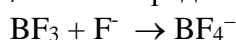


При гібридизації однієї s - і трьох p -орбіталей атома кремнію утворюються чотири sp^3 -гібридні орбіталі, спрямовані від центра тетраедра до його вершин під кутом $109^\circ 28'$. Такий тип гібридизації називається sp^3 -гібридизацією. Ковалентні зв'язки в молекулі SiH_4 утворюються шляхом перекривання чотирьох sp^3 -гібридних орбіталей атома кремнію з чотирма s -орбіталами чотирьох атомів водню ($H \ 1s^1$). Молекула SiH_4 , що утворюється, має тетраедричну форму.



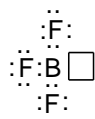
Приклад 6. Описати з позиції методу ВЗ утворення іона тетрафторборату BF_4^- .

Розв'язання. Утворення іона BF_4^- можна представити так:

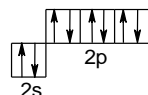


Молекула BF_3 утворюється аналогічно молекулі AlCl_3 , розглянутій в прикладі 4(б).

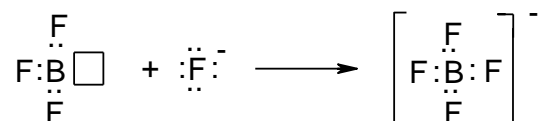
В утворенні молекули BF_3 беруть участь 3 електрони атома бора і три електрони трьох атомів фтору за схемою:



Зі схеми видно, що у атома бора є вакантна (вільна) орбіталь. Отже, в утворенні ковалентного зв'язку по донорно-акцепторному механізму атом бору може виступати у ролі акцептора. Електронна структура валентної оболонки іона F^- має вигляд: $\text{F}^- 2s^2 2p^6$.



Іон фтору, що має чотири неподілені пари електронів, є донором електронів. Надаючи одну з чотирьох неподілених електронних пар атому бору, іон F^- утворить з ним ковалентний зв'язок по типу донорно-акцепторного.

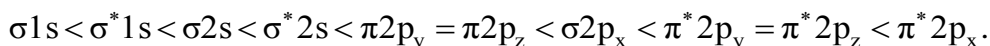


Приклад 7. Як можна пояснити, що за кімнатної температури вода є рідиною, а гідроген сульфід – газом?

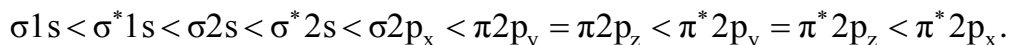
Розв'язання. Оксиген має більшу електронегативність, ніж Сульфур, тому водневі зв'язки, що виникають між молекулами води, є більш міцними порівняно з водневими зв'язками, що виникають між молекулами сірководню. Розрив водневих зв'язків між молекулами води, необхідний для переходу води в газоподібний стан, потребує значних витрат енергії. Тому вода має більш високу температуру кипіння, ніж сірководень, і за кімнатної температури залишається рідиною.

Приклад 8. За методом МО складіть електронні схеми молекули F_2 та йона F_2^+ . Порівняйте їх за магнітними властивостями, кратністю та енергією зв'язків.

Розв'язання. Послідовність заповнення електронами молекулярних орбіталей для двоатомних молекул першого і початку другого періодів (до N_2) відображає така енергетична шкала:



Молекулярні орбіталі двоатомних молекул кінця другого періоду із зростанням енергії розміщуються в дещо інший ряд:



Складаємо схему молекулярних орбіталей частинок F_2 та F_2^+ , в якій для зручності не показуємо атомні орбіталі.

Молекулярні орбіталі	F_2	F_2^+
$\sigma^* 2p_x$	-	-
$\pi^* 2p_y \pi^* 2p_z$	$\begin{array}{c} \uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \\ \quad \\ \downarrow \quad \downarrow \end{array}$	$\begin{array}{c} \uparrow\downarrow \quad \uparrow \\ \quad \\ \downarrow \quad \downarrow \end{array}$
$\sigma 2p_x$	$\begin{array}{c} \uparrow\downarrow \\ \\ \downarrow \end{array}$	$\begin{array}{c} \uparrow\downarrow \\ \\ \downarrow \end{array}$
$\pi 2p_y \pi 2p_z$	$\begin{array}{c} \uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \\ \quad \\ \downarrow \quad \downarrow \end{array}$	$\begin{array}{c} \uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \\ \quad \\ \downarrow \quad \downarrow \end{array}$
$\sigma^* 2s$	$\begin{array}{c} \uparrow\downarrow \\ \\ \downarrow \end{array}$	$\begin{array}{c} \uparrow\downarrow \\ \\ \downarrow \end{array}$
$\sigma 2s$	$\begin{array}{c} \uparrow\downarrow \\ \\ \downarrow \end{array}$	$\begin{array}{c} \uparrow\downarrow \\ \\ \downarrow \end{array}$

Молекула F_2 не містить неспарених електронів, тому вона діамагнітна, а в йоні F_2^+ один неспарений електрон, наявність якого зумовлює парамагнітні властивості F_2^+ . Кратність зв'язків згідно з методом молекулярних орбіталей розраховується за формулою

$$\frac{N_{зв} - N_{розп}}{2},$$

де $N_{зв}$ - число зв'язувальних МО; $N_{розп}$ - число розпушувальних МО. Виходячи з наведеної формули, визначаємо, що для молекули F_2 кратність зв'язку дорівнює

$$\frac{8 - 6}{2} = 1,$$

а для йона F_2^+ :

$$\frac{8 - 5}{2} = 1,5.$$

Енергія зв'язку в йоні F_2^+ більша, ніж у молекулі F_2 .

Література.

1. Самостійна робота студентів при вивченні хімії: навч. посіб. / Ю.В. Ліцман, Л.І. Марченко, С.Ю. Лебедєв. – Суми: Сумський державний університет, 2011. – 349 с. ISBN 978-966-657-338-7.
2. Методичні вказівки до практичних робіт з загальної хімії (для студентів усіх спеціальностей) (Уклад.: Т.М.Волох, Н.М.Максименко, В.В.Приседський, Л.І.Рубльова, С.Г.Шейко; Під ред. В.В.Приседського. – Донецьк: ДонНТУ, 2005. – 183 с.
3. Буря О.І., Повхан М.Ф., Чигвінцева О.П., Антрапцева Н.М. Загальна хімія: Навчальний посібник. – Дніпропетровськ: Наука і освіта, 2002. – 306 с.
4. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. Учеб. для вузов. – 4-е изд., испр. – Москва: Высш. шк., Изд.центр «Академия», 2001. – 743 с., ил.

5. Кириченко В.І. Загальна хімія: Навчальний посібник. [для студ. інженер.–техн. спец. вищ. навч. закл.] / Віктор Іванович Кириченко; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист №14/18.2–1285 від 03.06.2005]. – Київ: Вища шк., 2005. –639с.: іл., 83 рис., 80 табл. – Інформаційне середовище: на поч. розд. – Контрол. запитання: після розд. – Структурно-логічні схеми: після розд. – Бібліогр.: с. 635 (22 назви). – ISBN 966-642-182-8.
6. Михалічко Б.М. Курс загальної хімії. Теоретичні основи: Навчальний посібник / Михалічко Борис Миронович; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист № 1.4/18-Г-1180 від 22.11.2006]. – Київ: Знання, 2009. – 548 с. - Бібліогр.: с. 511 (21 назва). – Предм. покажч.: с. 543–548. – ISBN 978-966-346-712-2.
7. Неорганическая химия: В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.1: Физико-химические основы неорганической химии: Учебник для студ. высш. учеб. заведений /М.Е.Тамм, Ю.Д.Третьяков; - М.: Издательский центр «Академия», 2004.-240 с. ISBN 5-7695-1446-9.
8. Неорганическая химия: В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.2: Химия непереходных элементов: Учебник для студ. высш. учеб. заведений /А.А.Дроздов, В.П.Зломанов, Г.Н.Мазо, Ф.М.Спиридонов. – М.: Издательский центр «Академия», 2004.-368 с. ISBN 5-7695-1436-9.
9. Неорганическая химия: В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.3: Химия переходных элементов. Кн.1 : Учебник для студ. высш. учеб. заведений /А.А.Дроздов, В.П.Зломанов, Г.Н.Мазо, Ф.М.Спиридонов. – М.: Издательский центр «Академия», 2007.-352 с. ISBN 5-7695-2532-0.
10. Неорганическая химия: В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.3: Химия переходных элементов. Кн.2 : Учебник для студ. высш. учеб. заведений /А.А.Дроздов, В.П.Зломанов, Г.Н.Мазо, Ф.М.Спиридонов. – М.: Издательский центр «Академия», 2007.-400 с. ISBN 5-7695-2533-9.
11. Загальна та неорганічна хімія у двох частинах: Підручник. Частина II [для студ. вищ. навч. закл.] / О.М. Степаненко, Л.Г. Рейтер, В.М. Ледовських, С.В. Іванов; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист № 212 від 03.06.1999]. – Київ: Пед. преса, 2000. – 784с.: іл., 125 рис., 63 табл. – Бібліогр.: с. 771 (28 назв). – Імен. покажч.: с.772–773. – Предметн. покажч.: с.774–783. – ISBN 955-7320-13-8.
12. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія: Підручник [для студ. вищ. навч. закл.] / Неоніла Володимирівна Романова; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист №13710594 від 30.06.1995]. – Київ: Ірпінь: ВТФ «Перун», 2004. – 480с.: 54 рис., 30 табл. – Бібліогр.: с. 465 (25 назв). – Імен. покажч.: с. 466–467. – Предм. покажч.: с. 468–477. – ISBN 966-569-106-6.
13. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия. – Москва: Высш. шк., 1997. – 527 с.

Запитання для самоперевірки.

- 1 Який зв'язок називається ковалентним?
- 2 Що спільного і відмінного в обмінному та донорно-акцепторному механізмах утворення ковалентного зв'язку?
- 3 Яка залежність існує між: а) кратністю та енергією зв'язку; б) довжиною та енергією зв'язку; в) довжиною та кратністю?
- 4 Сформулюйте основні положення концепції гібридизації.
- 5 Схарактеризуйте sp^3 , sp^2 , sp , sp^3d - види гібридизації за таким планом: а) кількість і вид вихідних орбіталей; б) кількість і вид утворених гібридних орбіталей; в) розміщення гібридних орбіталей у просторі; г) просторова форма молекули за умови відсутності незв'язувальних електронних пар.
- 6 Як визначається кратність зв'язку за МВЗ?

- 7 За яких умов наявності полярних зв'язків молекула є неполярною?
- 8 Сформулюйте основні положення методу молекулярних орбіталей.
- 9 Назвіть серед наведеного переліку формул Cl_2 , PH_3 , P_4 , NO , H_2 , N_2 , HBr сполуки: а) з ковалентним неполярним зв'язком; б) з ковалентним полярним зв'язком.
- 10 Складіть електронні та структурні формули таких сполук: CH_4 , O_2 , H_2 , NH_3 , CO_2 , C_2H_4 , N_2 . На структурних формулах зазначте σ -та π -зв'язки.
- 11 Визначте послідовність зростання електричного моменту диполя зв'язків: $\text{B}-\text{N}$, $\text{B}-\text{F}$, $\text{B}-\text{C}$, $\text{B}-\text{O}$, $\text{B}-\text{H}$, $\text{B}-\text{Br}$.
- 12 Яку просторову форму мають такі молекули: BaCl_2 , PbCl_2 , PbCl_4 , Br_2 , AsH_3 , H_2Te , CF_4 , GeH_4 , PCl_5 ?
- 13 Складіть електронну формулу та електронну схему за ММО для молекули O_2 , визначте кратність зв'язку, поясніть наявність у молекули парамагнітних властивостей.
- 14 Складіть електронні формули та електронні схеми за ММО для таких частинок: а) H_2^+ ; б) H_2^- ; в) He_2^+ ; г) He_2 ; д) He_2^- . Які з наведених частинок можуть існувати?
- 15 Для молекули дибромоетану існує дві ізомерні структури: цис - дибромоетан та транс - дибромоетан. Яка із зазначених структур є полярною?
- 16 Спрогнозуйте просторову форму таких молекул: BF_3 , PF_3 , PF_5 , ClF_3 , SF_6 . Які з цих молекул є полярними?
- 17 Поясніть значення дипольних моментів для таких молекул: а) $\mu(\text{CH}_4) = 0$; б) $\mu(\text{CF}_4) = 0$; в) $\mu(\text{CH}_3\text{F}) = 1,86$; г) $\mu(\text{CH}_2\text{F}_2) = 1,98$; д) $\mu(\text{CHF}_3) = 1,65$.
- 18 Як змінюється міцність зв'язку в ряді: $\text{HF}-\text{HCl}-\text{HBr}-\text{HI}$? Відповідь поясніть.
- 19 Опишіть з позиції МВЗ електронну будову молекули BF_3 та йона BF_4^- .
- 20 Порівняйте способи утворення ковалентних зв'язків в молекулах CH_4 , NH_3 та йоні NH_4^+ . Чи можуть існувати йони CH_5^+ та NH_5^{2+} ? Відповідь поясніть.
- 21 Як змінюється полярність зв'язку в ряді: $\text{H}_2\text{O}-\text{H}_2\text{S}-\text{H}_2\text{Se}-\text{H}_2\text{Te}$? Відповідь поясніть.
- 22 Скільки σ - та π -зв'язків міститься в таких молекулах: а) SO_2Cl_2 ; б) CH_2O ; в) CH_3COOH ?
- 23 Визначить порядок зв'язку та магнітні характеристики таких частинок: Li_2^+ , C_2^+ , O_2^+ , O_2^- , F_2^+ , F_2 , N_2^+ .
- 24 Наведіть визначення водневого зв'язку. Які види водневого зв'язку вам відомі? Наведіть приклади.
- 25 Які види вандерваальсових взаємодій ви знаєте? Охарактеризуйте кожен із них. Який вид вандерваальсових взаємодій характеризується найбільшим значенням енергії?
- 26 Які основні типи кристалічних ґраток ви знаєте? Наведіть приклади сполук з відповідними кристалічними ґратками.
- 27 Як впливає тип кристалічної ґратки на фізичні властивості речовин? Наведіть приклади.
- 28 Чим кристалічні речовини відрізняються від аморфних?
- 29 З позиції зонної теорії кристалів поясніть електропровідність металів.
- 30 Яка роль водневих зв'язків у формуванні структури льоду? Які дані свідчать про те, що в рідкій воді є асоціати молекул із водневими зв'язками?
- 31 Визначте, які види вандерваальсових сил існують в рідких O_2 , NH_3 . Відповідь поясніть.
- 32 Поясніть закономірності змінювання температур кипіння в ряді: $\text{H}_2\text{S}(-60,35^\circ\text{C})$, $\text{NH}_3(-36^\circ\text{C})$, $\text{H}_2\text{O}(100^\circ\text{C})$.

- 33 Які види міжмолекулярних сил діють в таких речовинах: а) $\text{HBr}(\text{г})$; б) $\text{Br}_2(\text{г})$; в) $\text{ICl}(\text{г})$; г) $\text{HF}(\text{р})$?
- 34 Схематично зобразіть водневі зв'язки в таких системах: а) рідкий етанол; б) розчин етанолу у воді; в) оцтова кислота; г) рідкий амоніак.
- 35 Визначте характер хімічного зв'язку в кристалічних структурах твердих речовин: а) KF ; б) BaCl_2 ; в) I_2 ; г) SiC ; д) Fe . Відповідь поясніть.
- 36 Чи може один й той самий елемент утворювати у різних сполуках: а) металічний та йонний зв'язки; б) металічний та ковалентний зв'язки; в) йонний, ковалентний полярний і ковалентний неполярний зв'язки? Наведіть приклади.
- 37 З використанням зонної теорії кристалів поясніть відмінність між електропровідністю в металах та напівпровідниках.
- 38 Який тип кристалічної ґратки мають такі сполуки: а) H_2O ; б) KCl ; в) CH_3COOH ; г) SiO_2 ; д) NH_3 ; е) CO_2 ?
- 39 Поясніть, чому йод гарно розчиняється у етиловому спирті і погано – у воді, а натрій нітрат гарно розчиняється у воді і не розчиняється у етиловому спирті.
- 40 Поясніть, чому мідь пластична і гарно проводить електричний струм, а цукор непластичний і не проводить електричний струм.
- 41 Виберіть з наведеного переліку формул речовин NH_3 , AsH_3 , HF , HI , H_2O , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ такі, між молекулами яких існує явно виражений водневий зв'язок.
- 42 Який вид взаємодії між частинками приводить до переходу у конденсований стан таких речовин: Ne , N_2 , HI , Cl_2 , BF_3 , H_2O .