

РАЗДЗЕЛ III

ХІМІЧНАЯ СУВЯЗЬ І БУДОВА РЭЧЫВА

Вывучыўшы гэты раздзел, вы зможаце тлумачыць, чаму атамы аб'ядноўваюцца ў малекулы і крышталі, і ўстанаўліваць сувязь паміж іх хімічным саставам і будовай. Такім чынам, вы навучыцеся прагназаваць уласцівасці рэчываў па іх формулах, і наадварот, па ўласцівасцях рэчываў — выказваць меркаванні пра іх будову. Тэарэтычнай асновай для меркавання аб узаемасувязі ўласцівасцей і будовы рэчываў будуць веды пра тыпы хімічнай сувязі, яе ўласцівасці і механізмы ўтварэння.

Найважнейшыя паняцці тэмы: хімічная сувязь, кавалентная сувязь (палярная і непальярная), кратнасць сувязі, іон, іонная сувязь, металічная сувязь, міжмалекулярнае ўзаемадзеянне, вадародная сувязь, дыполь, атамныя, іонныя, металічныя, малекулярныя крышталі, валентнасць, валентныя электроны, ступень акіслення.

§ 13. Прырода і тыпы хімічнай сувязі

Любое хімічнае злучэнне — малекулу (CO_2), крышталі (NaCl), складаны іон (SO_4^{2-}) — з пункту гледжання электроннай будовы можна ўявіць у выглядзе сістэмы, якая складаецца з атамных ядраў і электронаў, якія іх злучаюць. Узаемадзеянне, якое робіць гэтую сістэму ўстойлівай, называюць *хімічнай сувяззю*.

Хімічная сувязь — гэта ўзаемадзеянне, у выніку якога асобныя атамы аб'ядноўваюцца ў больш складаныя сістэмы (малекулы, крышталі, іоны і інш.).

Хімічная сувязь абумоўлена дзеяннем сіл прыцяжэння і адштурхоўвання паміж дадатна зараджанымі ядрамі і адмоўна зараджанымі электронамі, гэта значыць *мае электростатычную прыроду*.

Электроны, якія прымаюць удзел ва ўтварэнні хімічных сувязей, называюць *валентнымі*. Гэта электроны *знешніх электронных абалонак* атамаў.

Разгледзім, як і чаму ўтвараецца хімічная сувязь.

Асноўнай умовай утварэння хімічнай сувязі з'яўляецца паніжэнне поўнай энергіі сістэмы ядраў і электронаў у параўнанні з энергіяй ізаляваных атамаў.

Памяншэнне поўнай энергіі сістэмы ядраў і электронаў дасягаецца ў выніку сумеснага выкарыстання электронаў рознымі атамамі. У залежнасці ад таго, як у выніку размеркавана электронная шчыльнасць, адрозніваюць тры тыпы хімічнай сувязі: *кавалентную, іонную і металічную*.

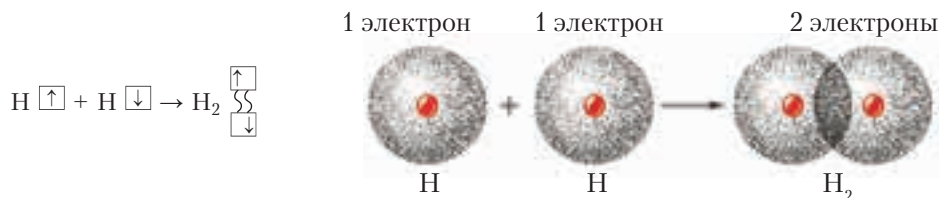
Механізмы ўтварэння гэтых сувязей вы ўжо разглядалі пры вывучэнні хіміі ў 8–10-х класах. Тут мы дапоўнім паняцце хімічнай сувязі ўяўленнямі аб стане электронаў у атаме.

Кавалентная сувязь

Кавалентная сувязь — *гэта хімічная сувязь, утвораная агульнымі электроннымі парамі*. Яе называюць *лакалізаванай*, паколькі агульная пара электронаў размяшчаецца (лакалізуецца) *паміж* двума ядрамі. Гэта прымушае дадатна зараджаныя ядры прыцягвацца да пары электронаў, размешчанай паміж ядрамі. Такая сувязь узнікае паміж атамамі з аднолькавымі або блізкімі значэннямі электраадмоўнасці. Як правіла, гэта атамы неметалаў.

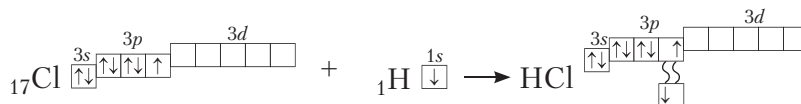
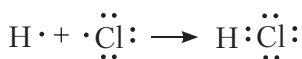
З'яўленне пары электронаў, якая злучае суседнія атамы, можна паказаць двума спосабамі, гэта значыць існуе *два механізмы ўтварэння кавалентнай сувязі — абменны і донарна-акцэптарны*.

Абменны механізм тлумачыць утварэнне агульнай электроннай пары з *няспараных* валентных электронаў, якія належаць *розным* атамам. Пры гэтым электроны, якія ўтвараюць агульную пару, павінны мець супрацьлеглыя (антыпаралельныя) спіны. Перакрыванне двух электронных воблакаў прыводзіць да павелічэння электроннай шчыльнасці паміж ядрамі:



Ва ўтварэнні кавалентнай сувязі могуць удзельнічаць *s*-, *p*- і *d*-электронныя воблакі. Напрыклад, у злучэнні атамаў хлору і вадароду ў малекуле *H—Cl* удзельнічаюць *1s*-электрон атама вадароду і няспараны *3p*-электрон атама хлору (мал. 24).

Кожны са звязаных у агульную электронную пару атамаў набывае электронную канфігурацыю высакароднага газу: вадарод — гелію $1s^2$, а хлор —



ці



Мал. 24. Утварэнне квалентнай сувязі ў малекуле HCl

аргону $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$. У выніку абодва атамы дасягаюць найбольш устойлівай электроннай канфігурацыі.

Яшчэ адзін прыклад – утварэнне сувязей у малекуле аміяку NH_3 . У атама азоту згодна з электронна-графічнай схемай ёсць тры няспараныя элект-

роны ${}^7\text{N}$, у атама вадароду – адзін . Гэтыя электроны ўдзельнічаюць ва ўтварэнні трох квалентных сувязей па *абменным механізме* з атамамі вадароду: $\cdot\ddot{\text{N}}\cdot + 3\text{H}\cdot \longrightarrow \text{H}:\ddot{\text{N}}:\text{H}$ ці NH_3

Адзначым, што адначасова з гэтым у азоту на $2s$ -арбіталі застаецца *непадзеленая электронная пара* – пара электронаў, якая не прымае ўдзелу ва ўтварэнні хімічных сувязей.

Абменным механізмам тлумачаць утварэнне квалентнай сувязі ў пераважнай большасці малекул арганічных і неарганічных рэчываў, у атамных крышталях алмазу С, чырвонага фосфару Р, карбарунду SiC, кварцу SiO_2 і інш.

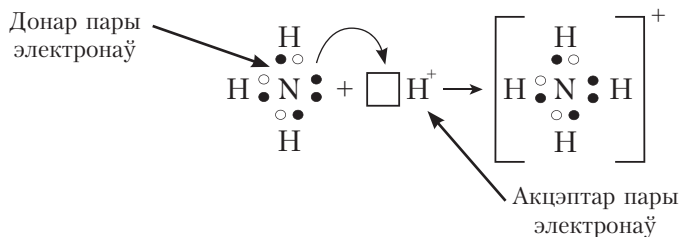
Донарна-акцэптарны механізм утварэння квалентнай сувязі прадугледжвае ўтварэнне электроннай пары за кошт *перадачы непадзеленай электроннай пары ад аднаго атама (донара) на вакантную атамную арбіталь другога (акцэптара)*. У якасці прыкладу разгледзім утварэнне хімічнай сувязі ў катыёна амонію NH_4^+ пры працяканні рэакцыі:



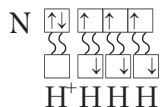
або ў іонным выглядзе:



Гэтае ўзаемадзеянне можна паказаць электроннымі формуламі:



Пры ўзаемадзеянні малекулы $\text{H}:\ddot{\text{N}}:\text{H}$ з катыёнам вадароду $\square\text{H}^+$, у якога на $1s$ -арбіталі няма электронаў, *непадзеленая пара* электронаў азоту размяшчаецца на свабоднай $1s$ -арбіталі \square іона вадароду. У выніку ўтвараецца катыён амонію NH_4^+ з чатырма квалентнымі сувязямі:



Паколькі малекула аміяку электранейтральная, а далучаны да яе іон мае зарад «+», то катыён амонію, які ўтварыўся, таксама мае дадатны зарад. Гэты зарад належыць цэламу іону, а не асобнаму атаму, таму ў структурнай форму-

ле знак зараду іона ставяць за квадратнай дужкай: $\left[\begin{array}{c} \text{H} \\ | \\ \text{H}-\text{N}-\text{H} \\ | \\ \text{H} \end{array} \right]^+$. Калі мы хо-

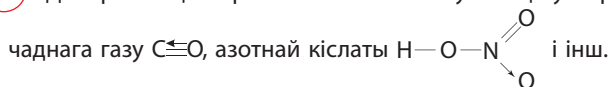
чам падкрэсліць *механізм* утварэння сувязі, то можна стрэлкай паказаць кіру-

нак зрушвання электроннай пары ад донара да акцэптара: $\left[\begin{array}{c} \text{H} \\ | \\ \text{H}-\text{N}\rightarrow\text{H} \\ | \\ \text{H} \end{array} \right]^+$. Але

рабіць гэта неабавязкова, бо ўсе сувязі ў малекуле, незалежна ад механізму іх утварэння, з'яўляюцца раўнацэннымі.

Аналагічным чынам можна ўявіць утварэнне хімічнай сувязі ў катыёнаў гідраксонію H_3O^+ : у выніку гідратацыі іона вадароду ў водных растворах *непадзеленая электронная пара* атама кіслароду ў малекуле вады размяшчаецца на свабоднай $1s$ -арбіталі іона вадароду.

! Донарна-акцептарным механізмам тлумачаць утварэнне кавалентнай сувязі ў малекулах

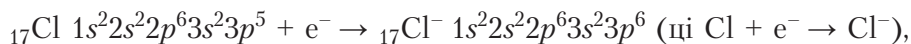
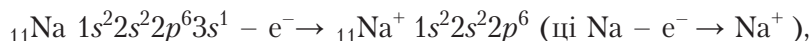


Іонная сувязь

Іонная сувязь — гэта хімічная сувязь, якая ўтвараецца ў выніку электростатычнага прыцяжэння процілеглых зараджаных іонаў.

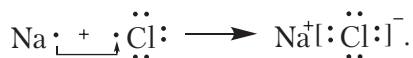
У выпадку кавалентнай сувязі валентныя электроны, якія ўдзельнічаюць у яе ўтварэнні, лакалізаваны паміж двума звязанымі атамамі. Пры ўтварэнні іоннай сувязі лічыцца, што электроны, наадварот, цалкам перайшлі ад аднаго атама да другога. У выніку такога пераходу электронаў утвараюцца іоны.

Утварэнне іонаў у крышталях хларыду натрыю пакажам, зыходзячы з электроннай канфігурацыі атамаў натрыю і хлору, наступным чынам:



Іоны, якія ўтвараюцца, набываюць канфігурацыю найбліжэйшага высакароднага газу з актэтам электронаў на знешнім слоі ns^2np^6 .

Пераход электронаў можна паказаць і з дапамогай электронных формул:



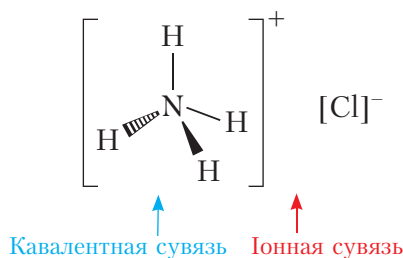
З прыведзеных схем вынікае, што валентны электрон атама натрыю цалкам пераходзіць на валентную абалонку атама хлору. Гэта прыводзіць да ўзнікнення іонаў з процілеглымі зарадамі.

Адзначым, што для іонных злучэнняў структурныя формулы не складаюць.

Узнікае пытанне: чаму ў выпадку HCl утвараецца кавалентная, а ў выпадку NaCl — іонная сувязь? Гэта тлумачыцца адрозненнем значэнняў электраадмоўнасці атамаў, якія ўзаемадзейнічаюць. Рознасць паміж значэннямі электраадмоўнасці атамаў H і Cl значна меншая, чым рознасць паміж значэннямі электраадмоўнасці Na і Cl. Гэта азначае, што хлор значна мацней прыцягвае да сябе электрон натрыю, чым электрон вадароду. У выніку адбываецца поўны пераход электрона ад атама натрыю да атама хлору.

Іонная сувязь галоўным чынам утвараецца ў галагенідах, гідраксідах і аксідах шчолачных і шчолачназемельных металаў. Да гэтага тыпу таксама

адносяць сувязь паміж катыёнам і аніёнам складанага саставу, напрыклад у солях кіслародзмяшчальных кіслот (Na_2SO_4 , NaNO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$). У такіх рэчывах існуе два тыпы сувязей: іонная — паміж катыёнам і аніёнам, і кавалентная — паміж атамамі неметалаў унутры катыёна або аніёна складанага саставу (мал. 25).

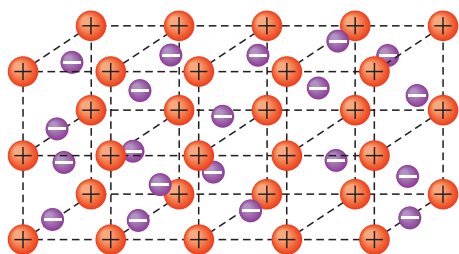


Мал. 25. Схема ўтварэння сувязей у хларыдзе амонію NH_4Cl

Металічная сувязь

Металічная сувязь утвараецца ў крышталях металаў і металічных сплаваў за кошт абагульвання ўсімі атамамі іх валентных электронаў.

Перадача атамамі металаў сваіх валентных электронаў у калектыўнае карыстанне, наяўнасць у металаў свабодных электронаў — прычына электрычнай праводнасці. Утварэнне металічнай сувязі можна апісаць наступным чынам. У атамах металаў на знешнім энергетычным узроўні ўтрымліваецца невялікая колькасць валентных электронаў. У любым перыядзе перыядычнай сістэмы атамы металаў маюць у параўнанні з атамамі неметалаў большы радыус, меншую колькасць валентных электронаў і самы малы зарад ядра. Таму валентныя электроны адносна слаба звязаныя з ядрамі атамаў і могуць лёгка перамяшчацца па ўсім крышталі металу.


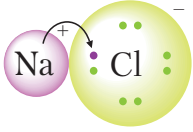
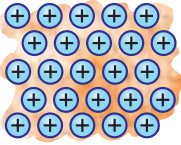


Мал. 26. Крышталі металу, які складаецца з рэгулярна размешчаных катыёнаў металу і электронаў, якія свабодна перамяшчаюцца

У выніку крышталі складаецца з дадатна зараджаных іонаў, паміж якімі перамяшчаюцца свабодныя электроны, так званы *электронны газ* (мал. 26).

У табліцы 11 падсумаваны звесткі пра механізмы ўтварэння хімічных сувязей і размеркаванне электроннай шчыльнасці паміж хімічна звязанымі атамамі.

Табліца 11. Утварэнне квалентнай, іоннай і металічнай сувязей

Тып сувязі	Характар абмену электронамі паміж атамамі	Умовы ўзаемадзеяння паміж атамамі
Квалентная сувязь	Лакалізацыя электронных пар валентных электронаў паміж дадатна зараджанымі ядрамі атамаў. Узнікае пераважна паміж атамамі неметалаў у малекулах і атамных крышталях	 <p>Утварэнне агульных электронных пар</p>
Іонная сувязь	Перадача электронаў ад аднаго атама другому і ўтварэнне крышталі з катыёнаў і аніёнаў. Узнікае паміж атамамі тыповых металаў і неметалаў, у солях, многіх аксідах, гідраксідах	 <p>Электростатычнае ўзаемадзеянне паміж іонамі, якія ўтварыліся</p>
Металічная сувязь	Абагульванне валентных электронаў і іх раўнамернае размеркаванне ў прасторы паміж усімі атамнымі ядрамі. Узнікае ў металах і сплавах	 <p>Абагульванне ўсіх валентных электронаў</p>

Хімічная сувязь — гэта ўзаемадзеянне, у выніку якога асобныя атамы аб'ядноўваюцца ў больш устойлівыя складаныя сістэмы (малекулы, крышталі, іоны і інш.).

Хімічная сувязь мае электростатычную прыроду.

Пры ўтварэнні хімічнай сувязі поўная энергія сістэмы ядраў і электронаў паніжаецца.

Вылучаюць **тры асноўныя тыпы хімічнай сувязі**: квалентная, іонная і металічная, адрозныя характарам размеркавання электроннай шчыльнасці паміж атамамі, якія ўзаемадзейнічаюць.

Існуе два механізмы ўтварэння квалентнай сувязі — абменны і донарна-акцептарны.

Пытанні, заданні, задачы

1. Вызначце тып хімічнай сувязі, прадстаўлены электроннымі схемамі:

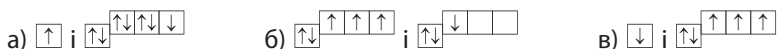
а)	$\text{H}\cdot + \cdot\ddot{\text{Cl}}\text{:} \rightarrow \text{H}:\ddot{\text{Cl}}\text{:}$	в)	$\text{Na}\cdot + \cdot\ddot{\text{F}}\text{:} \rightarrow \text{Na}^+ \left[\text{:}\ddot{\text{F}}\text{:} \right]^-$
б)	$\text{H}\cdot + \cdot\text{H} \rightarrow \text{H}:\text{H}$	г)	$\text{:}\ddot{\text{Br}}\cdot + \cdot\ddot{\text{Br}}\text{:} \rightarrow \text{:}\ddot{\text{Br}}\text{:}\ddot{\text{Br}}\text{:}$

2. Складзіце электронныя формулы малекул вадароду, хлору, хлоравадароду, вады, аміяку і ўкажыце лік звязаных і непадзеленых электронных пар у кожнай з іх.

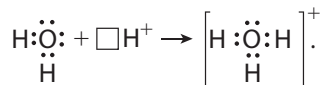
3. Укажыце тып хімічнай сувязі паміж атамамі ў наступных злучэннях: а) CaCl_2 , BaO , S_8 , CaF_2 , CCl_4 , сплаў $\text{Fe}-\text{C}$; б) I_2 , SiO_2 , Na_2S , O_3 , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, сплаў $\text{Au}-\text{Cu}$.

4. Параўнайце электронныя схемы і электронныя канфігурацыі: а) атама Li і іона Li^+ у брамідзе літыю; б) атама Cl і іона Cl^- у хларыдзе калію; в) атама S і атама серы ў малекуле серавадароду.

5. Назавіце механізм утварэння сувязі паміж атамамі, якія маюць наступныя электронна-графічныя схемы знешніх электронных абалонак:



6. Згодна з прыведзенай схемай растлумачце механізм утварэння квалентнай сувязі ў іоне гідраксонію пры ўзаемадзеянні малекулы вады і іона вадароду:



7. Выкарыстоўваючы значэнні электраадмоўнасці элементаў (табл. 7), абгрунтуйце тып хімічнай сувязі ў рэчывах і часціцах: NaCl , NH_4^+ , HCl , PCl_5 , LiF , SO_4^{2-} .

Хімічная формула рэчыва або часціцы	Электраадмоўнасць атамаў		Рознасць электраадмоўнасцей $\Delta\chi$	Тып хімічнай сувязі
	χ_1	χ_2		

8. Укажыце злучэнні, якія маюць як квалентную, так і іонную сувязь: HCOOH , CH_3COONa , MgF_2 , MgSO_4 , NH_4NO_3 , HNO_3 , KNO_3 , CaSO_4 , NH_3 .

9. Вызначце лік электронаў, якія ўдзельнічаюць ва ўтварэнні квалентных сувязей у іонах амонію колькасцю 3 моль.



10. Пры ўтварэнні метану з атамаў вугляроду і вадароду вылучаецца 1662 кДж/моль энергіі. Вылічыце сярэднюю энергію сувязі $\text{C}-\text{H}$ (кДж/моль).

§ 14. Уласцівасці хімічных сувязей

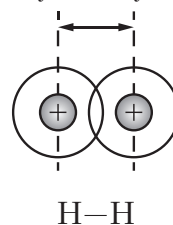
Уласцівасці рэчываў вызначаюцца не толькі іх элементным саставам, але і асаблівасцямі хімічных сувязей паміж атамамі.

Уласцівасці кавалентнай сувязі

Кавалентная сувязь характарызуецца *даўжынёй, энергіяй, кратнасцю, насычальнасцю, скіраванасцю і палярнасцю.*

Даўжыня кавалентнай сувязі — гэта адлегласць паміж ядрамі хімічна звязаных атамаў (мал. 27). Даўжыня кавалентнай сувязі звычайна крыху адрозніваецца ад сумы атамных радыусаў з-за перапамервання электроннай шчыльнасці і перакрывання электронных воблакаў (мал. 27–29). Чым большыя радыусы звязаных атамаў, тым большая даўжыня сувязі (табл. 12).

Даўжыня сувязі



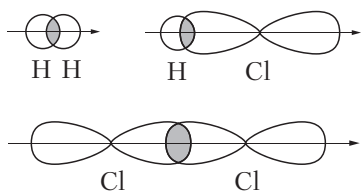
Мал. 27. Вызначэнне даўжыні сувязі па адлегласці паміж ядрамі хімічна звязаных атамаў

Табліца 12. Характарыстыка кавалентных сувязей у малекулах вадароду і галагенавадародаў

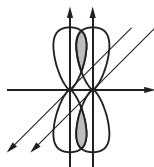
Элемент	Радыус атама, нм	Малекула	Даўжыня сувязі, нм	$E_{\text{связі}}$, кДж/моль	$\Delta\chi$	Мадэль малекулы
H	0,037	H ₂	0,074	436	0	
F	0,071	HF	0,092	565	1,8	
Cl	0,099	HCl	0,128	431	0,8	
Br	0,114	HBr	0,141	364	0,6	
I	0,133	HI	0,161	297	0,3	

Энергія хімічнай сувязі ($E_{\text{связі}}$) — гэта энергія, якую неабходна затраціць на яе разрыв. Як правіла, чым больш трывалая сувязь, тым меншая яе даўжыня (табл. 12).

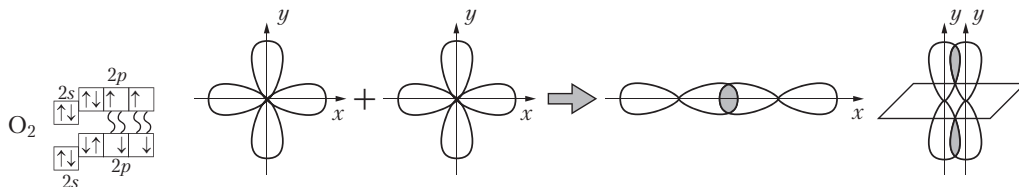
Кратнасцю кавалентнай сувязі называюць колькасць электронных пар, якія ўдзельнічаюць ва ўтварэнні хімічнай сувязі паміж двума атамамі.

Мал. 28. Утварэнне σ -сувязей

У выпадку двойных і трайных сувязей адбываецца «бакавое» перакрыванне p - або d -арбіталей, гэта значыць утвараюцца π -сувязі:

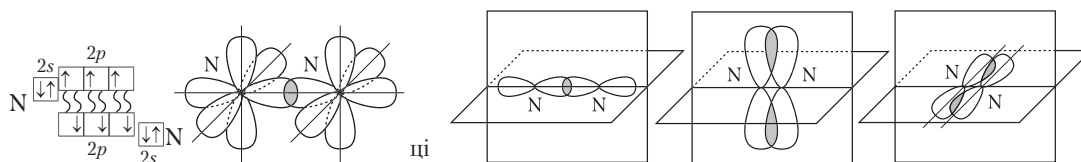


Напрыклад, двойная сувязь у малекуле кіслароду $:\ddot{\text{O}}::\ddot{\text{O}}:$ ўтвараецца пры перакрыванні дзвюх p -арбіталей. Пры гэтым перпендыкулярна размешчаныя p -арбіталі ўтвараюць адну σ - і адну π -сувязі (мал. 29).

Мал. 29. Электронна-графічная схема і схема перакрывання электронных воблакаў пры ўтварэнні σ -сувязі і π -сувязі ў малекуле O_2

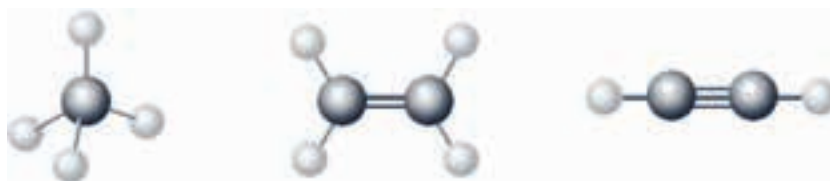
Трайная сувязь у малекуле азоту $:\text{N}::\text{N}:$ узнікае пры перакрыванні трох p -арбіталей. Пры гэтым утвараецца адна σ -сувязь і дзве π -сувязі, як паказана на малюнку 30.

Кратнасць сувязі наглядна ўказваюць у структурных формулах. Так, у малекуле фармальдэгіду дзве адзінарныя і адна двойная сувязь: $\begin{array}{l} \text{H} \\ \diagdown \\ \text{C}=\text{O} \\ \diagup \\ \text{H} \end{array}$. Пры гэтым у ёй тры σ -сувязі і адна π -сувязь.



Мал. 30. Электронна-графічная схема і схема перакрывання электронных воблакаў пры ўтварэнні σ - і π -сувязей у малекуле N_2

Накіраванасць кавалентных сувязей вызначаецца арыентацыяй у прасторы атамных арбіталей, якія ўдзельнічаюць ва ўтварэнні сувязі. Яна абумоўлівае прасторавую структуру малекул (мал. 31).

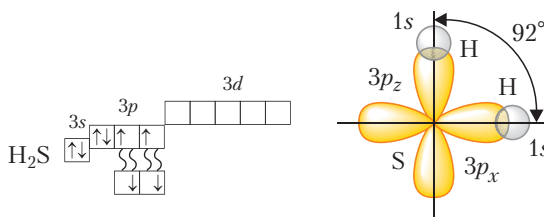


Мал. 31. Шарастрыжнёвыя мадэлі малекул метану, этылену, ацэтылену

Вугал, утвораны напрамкамі хімічных сувязей, якія выходзяць з аднаго атама, называюць валентным вуглом.

Напрыклад, вам вядома, што ў малекуле CH_4 сувязі знаходзяцца пад вуглом прыблізна 109° , у малекуле $CH_2=CH_2$ — 120° , у малекуле $CH\equiv CH$ — 180° .

У малекулах H_2O і H_2S атамы кіслароду і серы ўтвараюць дзве σ -сувязі з атамамі вадароду. Ва ўтварэнні гэтых сувязей удзельнічаюць p -арбіталі знешняга энергетычнага ўзроўню, якія арыентаваны ўзаемна перпендыкулярна. Гэта значыць, што валентныя вуглы паміж лініямі сувязі O—H або S—H павінны быць блізкія да 90° . Аднак рэальныя значэнні гэтых вуглоў крыху большыя з-за ўзаемага адштурхоўвання атамаў вадароду (мал. 32). Так, у малекуле вады, якая



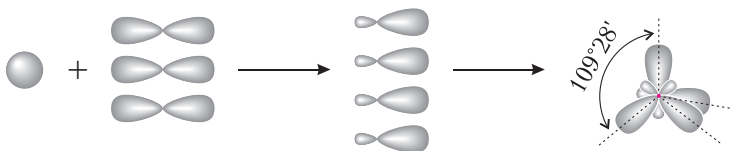
Мал. 32. Электронна-графічная схема і схема перакрывання электронных воблакаў у малекуле H_2S

знаходзіцца ў пары, гэты вугал роўны $104,5^\circ$, а ў малекуле H_2S — 92° (адштурхоўванне слабейшае з-за большага радыуса атама серы).

Аналагічна: у малекулах NH_3 тры ўзаемна перпендыкулярныя p -арбіталі атама азоту ўтвараюць тры σ -сувязі з атамамі вадароду і валентныя вуглы павінны быць роўнымі 90° . Узаемнае адштурхоўванне атамаў вадароду прыводзіць да павелічэння гэтых вуглоў да 107° . Больш падрабязна гэты матэрыял разгледжаны ў § 37.



Для прагназавання і тлумачэння велічыні валентных вуглоў у многіх малекулах часта выкарыстоўваюць ўяўленні аб *гібрыдызацыі атамных арбіталей*. Пачатковыя ўяўленні аб гібрыдызацыі вы атрымалі ў курсе арганічнай хіміі ў 10-м класе. З улікам гібрыдызацыі можна растлумачыць будову малекул CH_4 , NH_3 , H_2O . Пры гібрыдызацыі атамных арбіталей атама, які ўтварае сувязі з суседнімі атамамі, адбываецца асярэдненне па форме і энергіі электроннай шчыльнасці блізкіх па энергіі арбіталей. Напрыклад, пры асярэдненні энергіі адной s -арбіталі і трох p -арбіталей дадзенага атама вугляроду ўтвараюцца чатыры аднолькавыя гібрыдныя арбіталі, якія размяшчаюцца ў кірунку да вяршынь тэтраэдра:

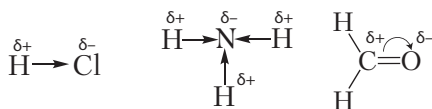


Тэтраэдрычная будова малекулы метану тлумачыцца sp^3 -гібрыдызацыяй атамных арбіталей вугляроду.



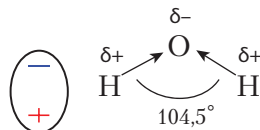
§ 14.1 **Палярнасць сувязі** — характарыстыка, якая ўлічвае зрушванне агульнай электроннай пары да аднаго з атамаў. Калі кавалентная сувязь утворана атамамі з аднолькавай электраадмоўнасцю, сувязь адносяць да *непалярнай* (H_2 , Cl_2 , N_2). У выпадку рознай электраадмоўнасці сувязь будзе *палярная* (HCl , NH_3). Чым большая рознасць значэнняў электраадмоўнасці ($\Delta\chi$) у звязаных атамаў, тым большая палярнасць кавалентнай сувязі. Напрыклад, сувязь у малекуле $\text{H}-\text{Cl}$ больш палярная, чым у малекуле $\text{H}-\text{Br}$, паколькі электраадмоўнасць атама Cl (3,0) большая, чым у Br (2,8). На атамах узнікае частковы (няцэлалякавы) зарад. Яго абазначаюць знакамі $\delta+$, $\delta-$.

Зрушванне электроннай шчыльнасці ўказваюць у структурных формулах стрэлкамі, накіраванымі ў бок больш электраадмоўнага атама. Зрушванне электроннай шчыльнасці пры ўтварэнні σ -сувязі паказваюць прамой стрэлкай, а π -сувязі — дугой:



Малекулу, электронная будова якой апісваецца як сістэма з двух роўных па абсалютнай велічыні, але процілеглых па знаку зарадаў, размешчаных на вызначанай адлегласці адзін ад аднаго, называюць *дыполем*.

Малекулы, якія ўяўляюць сабой дыполі, называюць *палярнымі*. Палярнымі з'яўляюцца малекулы галагенавадародаў, серавадароду, вады. Так, у малекуле вады электронная шчыльнасць зрушана ад атамаў вадароду да больш электраадмоўнага атама кіслароду. Малекулы вады — гэта дыполі (мал. 33).



Мал. 33. Малюнак палярнай малекулы вады ў выглядзе дыполя

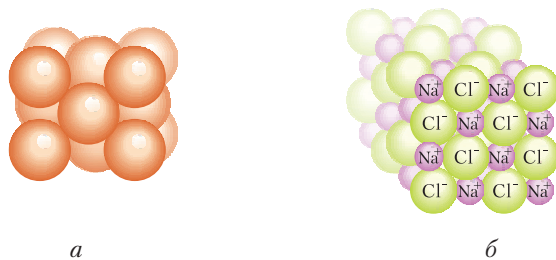
Насычальнасцю называюць здольнасць атама ўтвараць пэўны лік кавалентных сувязей. Гэты лік сувязей вызначаецца валентнасцю атама. Любы атам абмежаваны ў сваіх магчымасцях утвараць кавалентныя сувязі. Іх не можа быць больш, чым лік атамных арбіталей, якія могуць прыняць удзел ва ўтварэнні кавалентных сувязей. Для элементаў 2-га перыяду такіх сувязей не можа быць больш за чатыры, бо на знешнім электронным слоі атамаў гэтых элементаў маецца толькі чатыры арбіталі. У элементаў 3-га перыяду насычальнасць павышаецца за кошт вакантных *d*-арбіталей.

Уласціваасці іоннай і металічнай сувязей

Даўжыня і энергія іонных сувязей залежаць ад памеру і зараду іонаў, якія ўзаемадзейнічаюць. Як правіла, чым меншы памер і большы зарад іонаў, тым больш трывалая сувязь. Значэнні яе энергіі знаходзяцца ў межах 300–700 кДж/моль.

У адрозненне ад кавалентнай сувязі *іонная сувязь ненакіраваная і ненасычальная*, паколькі іон можа прыцягваць да сябе іоны процілеглага знака ў любым кірунку. Размяшчэнне і лік суседніх іонаў вызначаецца іх памерамі, сіламі прыцяжэння і адштурхоўвання паміж іонамі розных знакаў. Таму іоны размяшчаюцца ў вызначаным парадку, утвараючы крышталічную рашотку.

Металічная сувязь таксама *ненакіраваная і ненасычальная*. Яе энергія змяняецца ў шырокіх межах: ад дзясяткаў да некалькіх сотняў кДж/моль. У крышталях металаў атамы маюць вялікую колькасць найбліжэйшых суседзяў, што забяспечвае вельмі шчыльную ўпакоўку атамаў. Так, у крышталях у атама медзі 12 найбліжэйшых суседзяў, а ў іона натрыю ў NaCl — шэсць суседніх іонаў Cl⁻. Будову крышталёў можна паказаць у выглядзе шчыльна спакаваных шароў (мал. 34).



Мал. 34. Малюнак будовы крышталёў: *a* — медзі, *б* — хларыду натрыю ў выглядзе шчыльна спакаваных шароў

Кавалентная сувязь характарызуецца даўжынёй, энергіяй, кратнасцю, накіраванасцю і палярнасцю:

- даўжыня — адлегласць паміж ядрамі хімічна звязаных атамаў;
- энергія сувязі — энергія, якую неабходна выдаткаваць на яе разрыў;
- кратнасць — лік электронных пар, якія ўдзельнічаюць ва ўтварэнні сувязі;
- накіраванасць кавалентных сувязей вызначаецца арыентацыяй у прасторы атамных арбіталей, якія ўдзельнічаюць ва ўтварэнні сувязі;
- палярнасць сувязі вызначаецца ступенню зрушвання агульнай электроннай пары да аднаго з атамаў;
- насычальнасць — здольнасць атама ўтвараць пэўны лік кавалентных σ -сувязей.

Іонная і металічная сувязі ненакіраваныя і ненасычальныя.

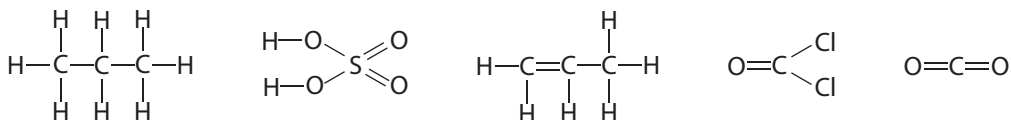
Пытанні, заданні, задачы

1. Апішыце, як утвараецца: а) трыная сувязь у малекуле азоту; б) двойная сувязь у малекуле кіслароду.

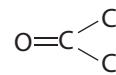
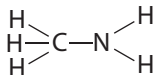
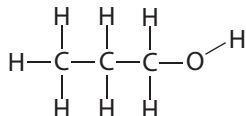
2. Запоўніце табліцу, паставіўшы ў ячэйкі пад кожнай хімічнай сувяззю адпаведнае значэнне энергіі (167; 945; 418 кДж/моль) і даўжыні сувязі (0,145; 0,110; 0,125 нм). Растворыце свой выбар.

Сувязь	N—N	N=N	N≡N
Энергія, кДж/моль			
Даўжыня, нм			

3. Укажыце лік адзінарных і кратных сувязей у кожнай малекуле:



4. Адзначце палярныя і непалярныя квалентныя сувязі:



5. Раствлумачце, чаму і як змяняецца даўжыня сувязі паміж атамамі ў радзе

а) вугляроду: $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_3$, $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$, $\text{HC}\equiv\text{CH}$; б) азоту: $\text{N}\equiv\text{N}$, $\text{H}_2\text{N}-\text{NH}_2$.

6. Супастаўце даўжыню і энергію сувязі паміж атамамі вугляроду і кіслароду ў радзе: метанол $\text{H}_3\text{C}-\text{OH}$, метаналь $\text{H}_2\text{C}=\text{O}$, чадны газ $\text{C}\equiv\text{O}$.

7. Раствлумачце памяншэнне тэрмічнай устойлівасці злучэнняў у радзе: H_2O , H_2S , H_2Se .

8. Раствлумачце, чаму малекулы вадароду і фтору ўступаюць ва ўзаемадзеянне імгненна, а для ўзаемадзеяння малекул вадароду і азоту неабходны высокія тэмпература і ціск.

9. Намалюйце схему перакрывання атамных $1s$ - і $3p$ -арбіталей у малекуле H_2X , калі адносная шчыльнасць гэтага газападобнага злучэння па вадародзе D_{H_2} роўная 17.

10. Энергія сувязі ў малекуле O_2 роўная 494 кДж/моль. Якую энергію трэба выдаткаваць, каб разарваць усе сувязі ва ўзоры кіслароду аб'ёмам 1 дм³ (н. у.)?



Лабараторны дослед 1. Складанне мадэлей малекул неарганічных і арганічных злучэнняў

Абсталяванне. Мадэлі атамаў згодна з табліцай.

Мадэль атама	Вадарод	Кісларод	Азот	Хлор	Ёд	Вуглярод
Колер шарыка	Белы	Чырвоны	Сіні	Зялёны	Шэры	Чорны
Лік шарыкаў	13	3	2	1	1	3

1. З падрыхтаваных шарыкаў збярыце мадэлі малекул наступных рэчываў: O_2 , N_2 , H_2O , HCl , HI , NH_3 , CH_4 , C_2H_2 . Пры мадэляванні звярніце ўвагу на даўжыню некаторых сувязей, асаблівасці прасторавай будовы малекул, кратнасць сувязі (адзінарная, двойная, трайная).

2. Справаздачу аформіце па ўзоры ў выглядзе табліцы.

Малекулярная формула	Электронная формула	Структурная формула	Малюнак мадэлі малекулы	Асаблівасці будовы
CH_4	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \vdots \\ \text{H} : \text{C} : \text{H} \\ \vdots \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$		Чатыры сувязі: квалентныя палярныя адзінарныя; вугал ~ 109°; форма тэтраэдра

§ 15. Валентнасць і ступень акіслення

Валентнасць

Здольнасць атамаў далучаць да сябе строга вызначаны лік іншых атамаў характарызуецца з дапамогай **валентнасці**.

Найбольш проста растлумачыць, што такое *валентнасць*, можна на прыкладзе злучэнняў з кавалентнымі сувязямі. У такіх злучэннях *валентнасць атамаў асобнага элемента прынята вызначаць лікам кавалентных сувязей, якія ўтварыліся*.

Напрыклад, валентнасць кіслароду ў малекулах вады $\text{H}-\text{O}-\text{H}$, пераксіду вадароду $\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$, метанолу $\text{H}-\text{C}\begin{matrix} \text{=O} \\ \diagup \\ \text{H} \end{matrix}$ роўная двум.

Валентнасць азоту ў простым рэчыве $\text{N}\equiv\text{N}$ і аміяку $\text{H}-\overset{\text{H}}{\underset{\text{H}}{\text{N}}}-\text{H}$ роўная тром, а ў іоне амонію — чатыром: $\left[\begin{array}{c} \text{H} \\ | \\ \text{H}-\text{N}-\text{H} \\ | \\ \text{H} \end{array} \right]^+$.

Прагназуючы *лік магчымых валентнасцей* атама якога-небудзь элемента ў розных злучэннях, мы ўказваем *валентныя магчымасці* атама. Валентныя магчымасці атама вызначаюцца:

а) лікам няспараных валентных электронаў, здольных прыняць удзел ва ўтварэнні хімічных сувязей па абменным механізме;

б) лікам знешніх атамных арбіталей (вакантных або запоўненых), здольных утварыць хімічную сувязь па донарна-акцэптарным механізме.

Разгледзім валентныя магчымасці атама фосфару з улікам ліку яго няспараных электронаў. Электронная канфігурацыя валентнасці слоя атама фосфару ў асноўным стане — $3s^23p^33d^0$, што дае яму магчымасць утварыць толькі

тры сувязі па абменным механізме: ${}_{15}\text{P} \begin{array}{c} 3s \\ \uparrow\downarrow \\ 3p \\ \uparrow\uparrow\uparrow \\ 3d \\ \square\square\square\square \end{array}$

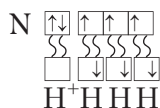
Але атама фосфару здольны ўтварыць і пяць сувязей, калі адзін $3s$ -электрон перавесці ва ўзбуджаны стан. Пры гэтым электронная канфігурацыя атама фосфару будзе мець выгляд $3s^13p^33d^1$:



Выкарыстоўваючы аналагічныя пабудовы, можна прыйсці да высновы, што атама серы можа праяўляць валентнасці 2, 4, 6, а атама хлору — 1, 3, 5, 7.

Разгледзім валентныя магчымасці азоту, атамы якога, як і атамы фосфару, маюць пяць электронаў на знешнім электронным узроўні. Зыходзячы з электроннай канфігурацыі яго валентнага слоя $2s^2 2p^3$ і электронна-графічнай схе-

мы $\begin{array}{c} 2s \\ \uparrow\downarrow \\ 2p \\ \uparrow\uparrow\uparrow \end{array}$, робім выснову, што атамы азоту могуць праяўляць валентнасць 3, паколькі маюць тры няспараныя электроны. Пяцівалентны стан для яго немагчымы з-за адсутнасці свабодных арбіталей на другім узроўні. Аднак у атама азоту на знешнім узроўні знаходзіцца чатыры арбіталі (ячэйкі). Таму ён можа ўтварыць чатыры кавалентныя сувязі, што мы назіраем у выпадку іона амонію:



Такім чынам, максімальная валентнасць атамаў азоту роўная 4.

Максімальная валентнасць не толькі азоту, але і іншых элементаў другога перыяду не можа перавышаць чатырох, паколькі на знешняй электроннай абалонцы атамаў гэтых элементаў знаходзіцца толькі чатыры арбіталі.

Чаму нельга пашырыць валентныя магчымасці элементаў другога перыяду, даўшы электронам магчымасць перайсці на 3-і энергетычны ўзровень? Гэта тлумачыцца тым, што розніца ў энергіі паміж 2-м і 3-м *энергетычнымі ўзроўнямі* значна большая, чым паміж *падузроўнямі* аднаго энергетычнага ўзроўню, і затраты энергіі на ўзбуджэнне не кампенсуюцца энергіяй утварэння новых сувязей.

Ступень акіслення

У выпадку рэчываў з іоннымі або палярнымі сувязямі для характарыстыкі стану атамаў, што ўтвараюць гэтыя сувязі, выкарыстоўваюць паняцце *ступень акіслення атама* — *гэта ўмоўны зарад, які прыісваюць атаму, дапускаючы, што ён утварае з суседнімі атамамі толькі іонныя сувязі.*

Колькаснае значэнне ступені акіслення атама ў канкрэтным злучэнні вызначаюць па колькасці электронаў, зрушаных пры ўтварэнні сувязі або перададзеных суседнім атамам. Так, ступень акіслення атамаў азоту ў малекулах простага рэчыва :N::N: роўная 0 (электронны не зрушаныя, сувязь кавалентная непалярная). У малекуле аміяку азот праяўляе ступень акіслення -3 , паколькі да атама азоту зрушыліся тры электроны ад атамаў вадароду. Атамы вадароду пры гэтым маюць ступень акіслення $+1$.

Пры вылічэннях улічваюць, што алгебраічная сума ступеней акіслення ўсіх атамаў у злучэнні роўная 0.

Не варта забываць, што атомы некаторых элементаў маюць пастаяннае значэнне ступені акіслення ў сваіх злучэннях ($\overset{-1}{\text{F}}$, $\overset{+1}{\text{Na}}$, $\overset{+2}{\text{Zn}}$, $\overset{+3}{\text{Al}}$ і інш.). Найбольш электраадмоўныя атомы ў канкрэтным злучэнні звычайна маюць найніжэйшую ступень акіслення.

Так, у малекуле CF_4 найбольшая электраадмоўнасць у фтору, яго атомы маюць ступень акіслення -1 . Такім чынам, вуглярод знаходзіцца ў ступені акіслення $+4$, гэта значыць $\overset{+4}{\text{C}}\overset{-1}{\text{F}}_4$.

У перманганате калію KMnO_4 калій мае пастаянную ступень акіслення, кісларод як найбольш электраадмоўны элемент знаходзіцца ў найніжэйшай ступені акіслення -2 , таму ступень акіслення марганцу можна знайсці з роўнасці $0 = (+1) + x + 4(-2)$, гэта значыць $x = +7$: $\overset{+1}{\text{K}}\overset{+7}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}}_4$.

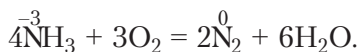
У многіх кавалентных злучэннях абсалютная велічыня ступені акіслення элементаў роўная іх валентнасці. Напрыклад, азот у малекуле аміяку мае валентнасць 3 і ступень акіслення -3 . У выпадку іонных злучэнняў атамаў металаў з p -элементамі V – VII -груп выкарыстоўваюць паняцце «ступень акіслення». Напрыклад, у хларыду кальцыю CaCl_2 ступень акіслення хлору -1 , а кальцыю $+2$.

Валентнасць можа адрознівацца ад ступені акіслення. Гэта характэрна, напрыклад, для простых рэчываў, у малекулах якіх ступень акіслення атамаў заўсёды роўная нулю, а валентнасць — ліку агульных электронных пар.

Так, у малекуле кіслароду $\text{O}=\text{O}$ валентнасць кіслароду роўная 2 , а ступень акіслення 0 . У якасці іншага прыкладу прывядзём малекулу пераксіду вадароду $\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$. У ёй кісларод двухвалентны, а вадарод аднавалентны. У той жа час ступені акіслення абодвух элементаў па абсалютнай велічыні роўныя 1 : $\overset{+1}{\text{H}}_2\overset{-1}{\text{O}}_2$. Не супадаюць значэнні ступені акіслення і валентнасці азоту ў іоне

амонію $(-3, 4) \left[\begin{array}{c} \text{H} \\ \vdots \\ \text{H}:\overset{+}{\text{N}}:\text{H} \\ \vdots \\ \text{H} \end{array} \right]^+$, малекуле азотнай кіслаты $(+5, 4) \overset{+1+5-2}{\text{HNO}}_3$.

Ступень акіслення атамаў вызначае характар магчымых хімічных узаемадзеянняў з удзелама гэтых атамаў. Так, элемент у найніжэйшай ступені акіслення (у дадзеным выпадку азот у ступені акіслення -3) можа выступаць толькі як адноўнік:



Элемент у найвышэйшай ступені акіслення (азот, $+5$) можа быць толькі акісляльнікам:



У прамежкавай ступені акіслення элемент (азот, +2) можа быць як акісляльнікам, так і адноўнікам:



Найвышэйшая ступень акіслення атама А-групы роўная нумару групы (за выключэннем высакародных газаў, фтору і кіслароду). Найніжэйшая, адмоўная, ступень акіслення роўная нумару А-групы мінус 8.

Валентнасць — гэта здольнасць атамаў дадзенага элемента далучаць да сябе вызначаны лік іншых атамаў.

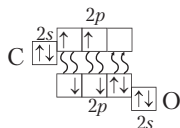
Валентныя магчымасці атама вызначаюцца як лікам яго няспараных электронаў у асноўным або ўзбуджаным стане, здольных прыняць удзел ва ўтварэнні хімічных сувязей па абменным механізме, так і лікам атамных арбіталей (вакантных або запоўненых) на знешнім слоі, якія ўдзельнічаюць ва ўтварэнні хімічнай сувязі па донарна-акцэптарным механізме.

Ступень акіслення атама — гэта ўмоўны зарад, які прыпісваюць атаму, дапускаючы, што ён утварае з суседнімі атамамі толькі іонныя сувязі.

Пытанні, заданні, задачы

1. Вызначце валентнасці атамаў вугляроду і кіслароду ў злучэнні, электронная формула якога $:\ddot{\text{O}}::\text{C}::\ddot{\text{O}}:$. Складзіце яго структурную і малекулярную формулы.

2. Па электронна-графічнай формуле складзіце структурную, электронную і малекулярную формулы рэчыва. Вызначце ступені акіслення і валентнасць кожнага з атамаў. Назавіце злучэнне.



3. Назавіце значэнні найвышэйшай ступені акіслення атамаў кіслароду і серы. Чаму іх значэнні не супадаюць?

4. Адлюструйце з дапамогай электронна-графічных схем і формул электронных канфігурацый асноўны і ўзбуджаны станы атамаў S і Cl. Укажыце лік няспараных электронаў у кожным выпадку. Чаму атамы хлору часцей за ўсё праяўляюць няцотныя ступені акіслення, а атамы серы — цотныя?

5. Складзіце формулы бінарных злучэнняў, выкарыстоўваючы значэнні ступеней акіслення атамаў (табл. 7): нітрыд бору, карбід алюмінію, фасфід кальцыю, сіліцыд магнію, гідрыд натрыю, брамід жалеза(III), аксід азоту(III).

6. Вызначце ступені акіслення атамаў у іонах PO_4^{3-} , SO_4^{2-} , ClO_3^- , NH_4^+ , а таксама солях Na_3PO_4 , Na_2SO_4 , NaClO_3 , NH_4Cl . Прааналізуйце атрыманыя вынікі.

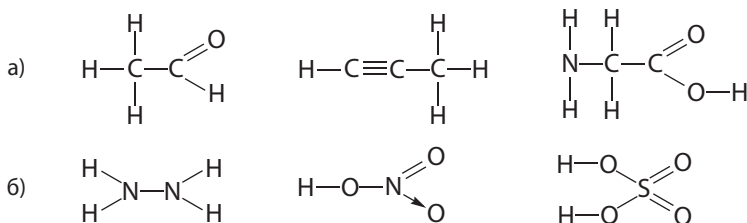
7. Параўнайце ступені акіслення атамаў у кожнай пары рэчываў і зрабіце вывад — ці існуе адпаведнасць паміж аксідам і кіслотай:

а) N_2O_5 і HNO_2 ; б) SO_3 і H_2SO_4 ; в) Cl_2O_7 і $HClO_4$; г) SO_2 і H_2SO_4 .

8. Складзіце структурныя формулы, укажыце ступені акіслення кожнага атама, пакажыце стрэлкамі зрушванне электроннай шчыльнасці:

а)	б)	в)	г)	д)
$H:\ddot{Cl}:$	$H:\ddot{O}:\ddot{O}:H$	$:\ddot{O}::C::\ddot{O}:$	$H:\ddot{O}:\ddot{S}:\ddot{O}:H$ $:\ddot{O}:$	$H:\ddot{S}:$ \ddot{H}

9. Вызначце валентнасць і ступені акіслення ўсіх атамаў у злучэннях:



10. Вызначце ступень акіслення марганцу ў злучэнні $K_xMn_yO_z$, у якім масавыя доли калію, марганцу і кіслароду адпаведна роўныя 0,396, 0,279 і 0,325.

§ 16. Тыпы крышталічных структур

Уласцівасці рэчываў у цвёрдым агрэгатыўным стане вызначаюцца не толькі саставам атамаў, іонаў, малекул, але і іх узаемным размяшчэннем.

Размяшчэнне структурных адзінак можа быць упарадкаваным і неўпарадкаваным. У адпаведнасці з гэтым цвёрдыя рэчывы бываюць у *крышталічным* і *аморфным* станах.

Крышталі — гэта цвёрдыя рэчывы са спарадкаваным размяшчэннем структурных адзінак (атамаў, іонаў, малекул). Крышталі маюць натуральную форму шматграннікаў, размяшчэнне структурных адзінак сіметрычна і шматразова паўтараецца (мал. 35).

Структурныя адзінкі рэчываў малекулярнай будовы — гэта *малекулы*. Напрыклад, структурнай адзінкай вады з'яўляецца малекула саставу H_2O , якая можа быць у цвёрдым, вадкім і газападобным станах. Аднак толькі ў крышталёў лёду малекулы вады размешчаны ўпарадкавана, гэта значыць на канкрэтнай адлегласці, пад вызначаным вуглом, утвараючы рэгулярную крышталічную структуру.