

Пытанні, заданні, задачы

1. У чым заключаюцца асноўныя адрозненні рэчываў малекулярнай і немалекулярнай будовы? Прывядзіце прыклады.
2. Параўнайце ўласцівасці атамных, малекулярных, іонных і металічных крышталёў.
3. Растлумачце, чаму іонныя і малекулярныя крышталі практычна не праводзяць электрычны ток. Чым абумоўлена добрая электра- і цеплаправоднасць металічных крышталёў?
4. Ці могуць праводзіць ток рэчывы: а) з іоннай сувяззю; б) з кавалентнай сувяззю? Прывядзіце прыклады і ўмовы праяўлення гэтымі рэчывамі электраправоднасці.
5. Вызначце тыпы хімічнай сувязі і тыпы крышталёў рэчываў, формулы якіх: SO_2 , SiC , CsF , K_2SO_4 , Cu_6Sn_5 .
6. Канструктару спатрэбілася вельмі цвёрдае рэчыва, устойлівае да дзеяння высокіх тэмператур і растваральнікаў. Якое са злучэнняў, пералічаных у задачы 5, ён можа выкарыстаць у сваіх выпрабаваннях?
7. Растлумачце, чаму графіт валодае электраправоднасцю, а алмаз — не.
8. Сплаў Розэ ($T_{\text{пл.}} +94^\circ\text{C}$) выкарыстоўваецца ў плаўкіх электрычных засцерагальніках, а таксама ў радыётэхніцы ў якасці прыпою. Састаў сплаву (па масе): свінец (25 %), вісмут (50 %), волава (25 %). Пакажыце тып яго крышталёў. Разлічыце масу кожнага кампанента, неабходнага для атрымання сплаву масай 5 кг.
9. Разлічыце мольныя суадносіны кампанентаў у сплаве Вуда. Сплаў Вуда — цяжкі легкаплаўкі сплаў, які стварыў у 1860 годзе амерыканскі дантыст Вуд. Тэмпература плаўлення — $68,5^\circ\text{C}$. Састаў (масавыя доли): волава — 12,5 %, свінцу — 25 %, вісмуту — 50 %, кадмію — 12,5 %. Якімі іншымі фізічнымі ўласцівасцямі можа, на вашу думку, валодаць гэты сплаў?
10. Вызначце лік атамаў у порцыі масай 1 г аднаго з самых цвёрдых сінтэтычных рэчываў, які ўяўляе сабой бінарнае злучэнне бору і азоту BN.



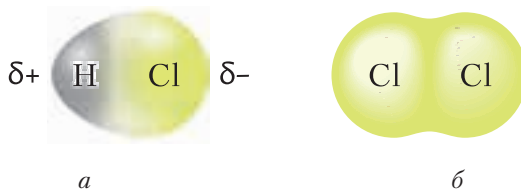
§ 17. Міжмалекулярнае ўзаемадзеянне і вадародная сувязь

Міжмалекулярнае ўзаемадзеянне

Рэчывы малекулярнай будовы могуць існаваць у трох агрэгатных станах — цвёрдым, вадкім і газападобным. Але тэмпературныя ўмовы таго ці іншага стану для кожнага з рэчываў індывідуальныя.

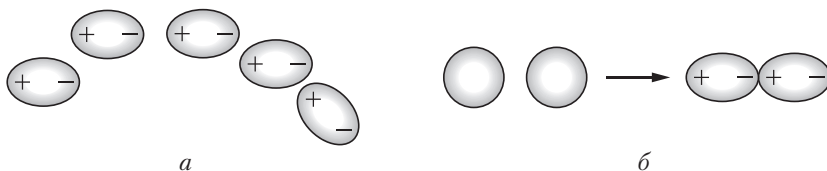
Прычына тут адна — адрозненне ў сіле ўзаемадзеяння паміж малекуламі. Гэта ўзаемадзеянне называюць *міжмалекулярным*. Як і хімічная сувязь, міжмалекулярнае ўзаемадзеянне ажыццяўляецца за кошт сіл электростатычнага прыцяжэння, але ў дзясяткі і сотні разоў больш слабых. Чым мацнейшае міжмалекулярнае ўзаемадзеянне ў рэчыве, тым вышэйшыя яго тэмпературы плаўлення і кіпення. Сіла міжмалекулярнага ўзаемадзеяння — індывідуальная характарыстыка рэчыва, яна залежыць ад электроннай будовы яго малекул.

Малекула ў цэлым з'яўляецца электранейтральнай частцай, але ўнутры малекулы знаходзяцца дадатна зараджаныя ядры, акружаныя электронамі. У залежнасці ад палярнасці і накіраванасці хімічных сувязей унутры малекулы на атамах могуць узнікаць зарады. Так, у малекуле HCl сувязь паміж атамамі палярная і агульная электронная пара зрушана да больш электраадмоўнага атама хлору. У выніку ў адной частцы малекулы — на атаме хлору — узнікае частковы адмоўны зарад, у другой — на атаме вадароду — частковы дадатны зарад. Утвараюцца дыполі $\overset{\delta+}{\text{H}}-\overset{\delta-}{\text{Cl}}$. Паміж імі ўзнікае электростатычнае прыцяжэнне (мал. 40, а; 41, а).



Мал. 40. Мадэлі палярнай малекулы HCl і непалярнай малекулы Cl_2

Слабае электростатычнае прыцяжэнне існуе і паміж непалярнымі малекуламі, напрыклад хлору. Яно тлумачыцца ўтварэннем імгненных дыполяў у выніку руху электронаў у атамах, якія належаць суседнім малекулам (мал. 40, б; 41, б).

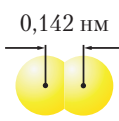
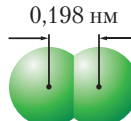
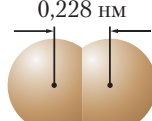
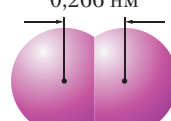


Мал. 41. Тыпы міжмалекулярных узаемадзеянняў: а — паміж палярнымі малекуламі, б — паміж непалярнымі малекуламі (утвараюцца імгненныя дыполі)

Варта мець на ўвазе, што малекулы з палярнымі сувязямі могуць быць у цэлым непалярнымі, гэта значыць не ўяўляць сабой дыполі. Напрыклад, малекулы $\overset{\delta-}{\text{O}}=\overset{\delta+}{\text{C}}=\overset{\delta-}{\text{O}}$ маюць лінейную будову. Аднак малекулы вады ўяўляюць сабой дыполі, бо маюць вуглавую будову (мал. 33, с. 81).

Велічыня сіл міжмалекулярнага ўзаемадзеяння залежыць ад памераў малекул. Чым большая малекула, тым лягчэй яе знешнія электроны прыцягваюцца да іншай малекулы і тым больш трывалае міжмалекулярнае ўзаемадзеянне. Гэтым тлумачыцца пераход ад газападобнага (F_2 , Cl_2) да вадкага (Br_2) і цвёрдага (I_2) станаў рэчыва ў радзе галагенаў. Як вядома, ад фтору да ёду па групе радыус атамаў расце. Аднак, растуць і памеры малекул, утвораных імі (табл. 14).

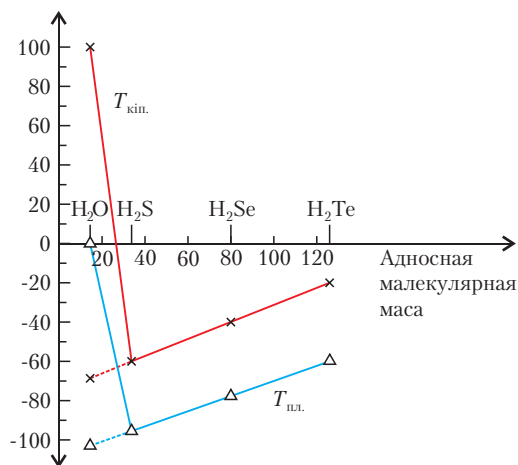
Табліца 14. Характарыстыкі малекул галагенаў

Рэчыва	Фтор	Хлор	Бром	Ёд
Мадэлі малекул і іх памеры	 F ₂	 Cl ₂	 Br ₂	 I ₂
Тэмпературы кіпення, °C	-188,2	-34,1	+58,8	+184,4

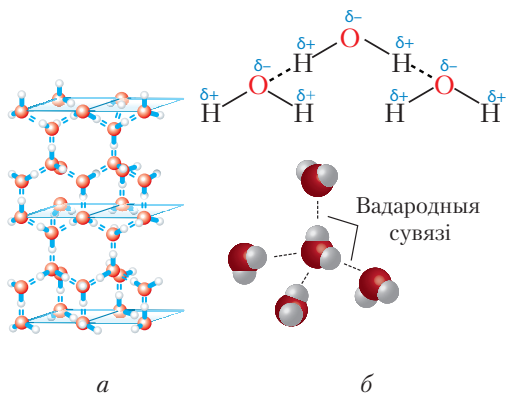
Вадародная сувязь

Пры вывучэнні арганічных рэчываў вы пазнаёміліся з заканамернасцю: чым большыя маса і памер малекулы, тым вышэйшыя тэмпературы плаўлення і кіпення малекулярнага рэчыва. Калі прытрымлівацца гэтай логікі, то паміж малекуламі вады міжмалекулярнае ўзаемадзеянне павінна быць слабейшае, чым паміж малекуламі вадародных злучэнняў іншых элементаў VIA-групы. У радзе H₂O, H₂S, H₂Se, H₂Te ў малекулы вады самая малая малекулярная маса — 18 а. а. м. Вада павінна была б плавіцца пры тэмпературы прыкладна -100 °C, а кіпець — пры -80 °C. На самай справе тэмпературы плаўлення (0 °C) і кіпення (100 °C) вады аномальна высокія (мал. 42). Разбярэмся, у чым тут прычына.

Растлумачыць гэтую з'яву можна наяўнасцю, акрамя звычайных міжмалекулярных сувязей паміж малекуламі вады, дадатковага асаблівага тыпу міжмалекулярнага ўзаемадзеяння, якое атрымала назву *вадародная сувязь*.

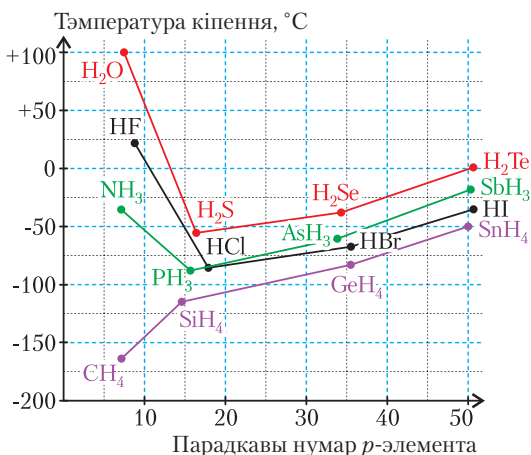


Мал. 42. Залежнасць тэмператур плаўлення і кіпення вадародных злучэнняў элементаў VIA-групы ад адноснай малекулярнай масы малекул Э₂S. Пункцірам пазначана залежнасць, якая магла б існаваць пры адсутнасці вадароднай сувязі



Мал. 43. Схема ўтварэння вадародных сувязей паміж малекуламі вады:

a — вадародныя сувязі ў структуры лёду;
б — будова малекулы вады і абзначэнне вадароднай сувязі



Мал. 44. Уплыў вадароднай сувязі на тэмпературу кіпення вадародных злучэнняў *p*-элементаў IVA–VIIA-груп

Пад **вадароднай** разумеюць сувязь, што ўтварылася ў выніку электростатычнага ўзаемадзеяння паміж атамам вадароду адной малекулы і больш электраадмоўным атамам другой малекулы, якія нясуць адмоўны зарад і маюць непадзеленую электронную пару.

Растлумачым механізм утварэння вадароднай сувязі з улікам электроннай і прасторавай будовы малекул вады (мал. 43, *a*).

З-за палярнасці малекулы вады дадатна зараджаны атам вадароду адной малекулы прыцягваецца пад дзеяннем электростатычных сіл да адмоўна зараджанага атама кіслароду другой малекулы (мал. 43, *б*). У гэтым узаемадзеянні прысутнічае і частковае кавалентнае звязванне паміж кіслародам і вадародам суседніх малекул па механізме донарна-акцэптарнага ўзаемадзеяння. Яно магчымае дзякуючы таму, што атам кіслароду ў малекуле вады ў значнай ступені адцягвае на сябе агульную электронную пару ад вадароду, як бы «спускаючы» яго атамную арбіталь. На гэтай «пустой» арбіталі часткова размяшчаецца непадзеленая электронная пара атама кіслароду суседняй малекулы.

Вадародная сувязь прысутнічае ва ўсіх рэчывах, што змяшчаюць атамы вадароду, хімічна звязаныя з больш электраадмоўным атамам. Але яе праяўленне добра відаць пры значным адрозненні электраадмоўнасці вадароду і звязанага з ім кавалентнай сувяззю атама. Самыя моцныя вадародныя сувязі ўзнікаюць у прысутнасці самых электраадмоўных элементаў — фтору, кіслароду і азоту (мал. 44).

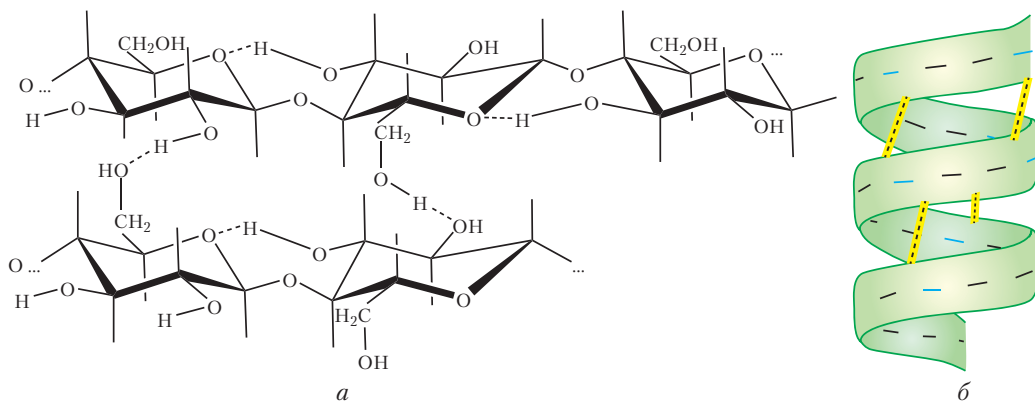
Вадародная сувязь мае энергію парадку 20–160 кДж/моль, што значна ніжэй за энергію хімічнай сувязі (парадку 400–900 кДж/моль) і вышэй за энергію міжмалекулярнага ўзаемадзеяння (2–10 кДж/моль).

Унікальнасць вады заключаецца ў тым, што малекулы H_2O здольныя ўтвараць разгалінаваную сетку вадародных сувязей — чатыры на адну малекулу (мал. 43, б). Дзякуючы вадародным сувязям вада валодае здольнасцю існаваць ва ўмовах Зямлі адразу ў трох аграгатных станах — цвёрдым, вадкім і газападобным. Пры гэтым тэмпературны дыяпазон ад 0 да 100 °C спрыяльны для існавання ўсяго жывога на планеце. Дзякуючы чатыром вадародным сувязям малекулы вады ў цвёрдым стане ўтвараюць ажурную крышталічную структуру лёду, якая падобна на структуру алмазу (мал. 43, а). Поласці ў гэтай структуры робяць лёд менш шчыльным, чым вадкая вада, таму лёд не топе і, пакрываючы вадаёмы, не дае ім прамерзнуць да дна.

Трывалыя вадародныя сувязі ўтвараюцца не толькі ў вадзе, але і паміж малекуламі неарганічных і карбонавых кіслот, фенолаў, спіртоў, аміяку, амінаў.

Рэчывы, здольныя ўтвараць міжмалекулярныя вадародныя сувязі, звычайна прыкметна растваральныя ў вадзе, маюць адносна высокія тэмпературы плаўлення і кіпення, а таксама значную глейкасць, напрыклад гліцэрына і фосфарная кіслата.

Вадародныя сувязі могуць быць не толькі *міжмалекулярныя*, але і *ўнутрымалекулярныя*. Так, макрамалекулы цэлюлозы ўяўляюць сабой доўгія ланцугі з унутрымалекулярнымі вадароднымі сувязямі, выкладзенымі паралельна і злучанымі паміж сабой мноствам *міжмалекулярных вадародных сувязей*. Гэта надае цэлюлозе механічную трываласць пры захаванні эластычнасці (мал. 45, а). Вадародныя сувязі вызначаюць фарміраванне другаснай структуры макрамалекул бялку (мал. 45, б).



Мал. 45. Вадародныя сувязі ў структуры: а — цэлюлозы, б — бялку

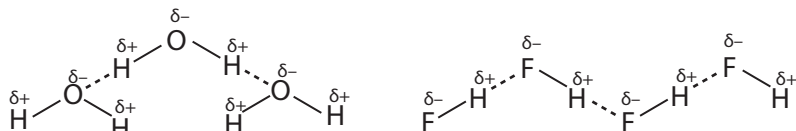
Агрэгатны стан малекулярных рэчываў вызначаецца сіламі міжмалекулярнага ўзаемадзеяння.

Сілы міжмалекулярнага ўзаемадзеяння маюць электростатычную прыроду, але значна слабейшыя за хімічную сувязь.

Вадародная сувязь — гэта электростатычнае ўзаемадзеянне паміж атамамі вадароду адной малекулы і больш электраадмоўным атамамі другой малекулы, якія нясуць адмоўны зарад і маюць непадзеленую электронную пару. Вадародныя сувязі могуць быць і ўнутрымалекулярнымі.

Пытанні, заданні, задачы

1. Апішыце ўтварэнне вадародных сувязей на прыкладзе: а) вады; б) фторавадароду:



2. Прывядзіце прыклады рэчываў, пры растварэнні якіх у вадзе ўтвараюцца вадародныя сувязі паміж малекуламі вады і гэтага рэчыва.

3. Улічваючы, што ўтварэнне вадародных сувязей характэрна для малекул рэчываў, якія змяшчаюць групы OH, растлумачце малую лятучасць і параўнальна высокую глейкасць сернай і фосфарнай кіслот.

4. Размясціце наступныя малекулы ў парадку павелічэння сіл міжмалекулярнага ўзаемадзеяння: H_2 , He, F_2 , Br_2 , H_2O . Параўнайце гэтыя рэчывы па тэмпературах кіпення.

5. Выпішыце назвы рэчываў, для якіх магчыма існаванне:

а) міжмалекулярнай вадароднай сувязі — фторавадарод, метан, воцатная кіслата, прапанол-1, прапан;

б) унутрымалекулярнай вадароднай сувязі — этыленгліколь, этанол, этан, поліпептыд, цэлюлоза.

6. Растлумачце, чаму тэмпература кіпення аміяку вышэйшая за тэмпературу кіпення фасфіну.

7. Растлумачце характар залежнасці тэмпературы кіпення вадароднага злучэння $ЭХ_x$ ад парадкавага нумара p -элемента Э, выкарыстоўваючы даныя малюнка 44.

8. Чаму малекулярныя крышталічныя рэчывы, у адрозненне ад іонных, пасля плаўлення практычна не праводзяць электрычны ток?

9. Разлічыце колькасць рэчыва ў бруску лёду аб'ёмам 1 дм^3 . Шчыльнасць лёду — $0,917 \text{ г/см}^3$.

10. Вызначце найпрасцейшую формулу рэчыва і адлюструйце схему ўтварэння вадародных сувязей паміж малекуламі рэчыва, у якім масавая доля вугляроду — 0,375, вадароду — 0,125, кіслароду — 0,500.

