

Раздзел 1

УВОДЗІНЫ Ў АРГАНІЧНУЮ ХІМІЮ

§ 1. Будова атама.

Стан электрона ў атаме. Атамная арбіталь

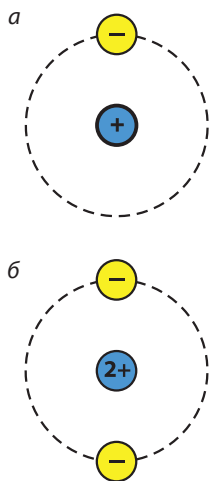
З курса хіміі 7–9-га класаў вы ўжо ведаеце, што рэчывы складаюцца з атамаў. Напрыклад, малекулы вады складаюцца з атамаў кіслароду і вадароду (мал. 1.1).



Мал. 1.1. Мадэль малекулы вады

У цэнтры атама знаходзіцца дадатна зараджанае ядро. Зарад ядра роўны атамнаму нумару элемента ў перыядычнай сістэме. Вакол ядра рухаюцца адмоўна зараджаныя электроны, утвараючы электронную абалонку. Дадатны зарад ядра кампенсуецца адмоўным зарадам электронаў, таму атам электранейтральны.

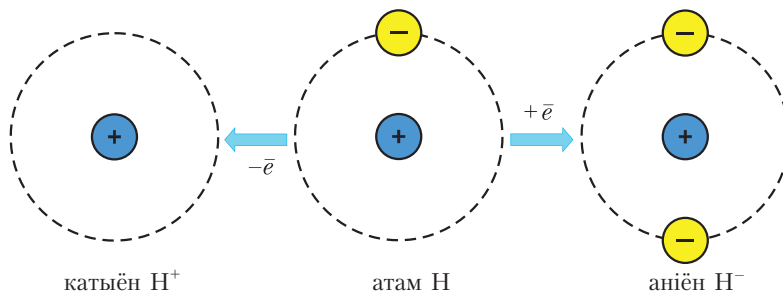
Напрыклад, атам вадароду складаецца з ядра, зарад якога роўны $1+$, і аднаго электрона. Зарад ядра атама гелію роўны $2+$, таму ў атаме гелію два электроны (мал. 1.2).



Мал. 1.2. Мадэлі атамаў: а — вадароду; б — гелію

Атам — электранейтральная часціца, якая складаецца з дадатна зараджанага ядра і адмоўна зараджаных электронаў.

Калі атам аддае электрон, то ўтвараецца дадатна зараджаны іён — катыён. Калі атам далучае электрон, то ўтвараецца адмоўна зараджаны іён — аніён (мал. 1.3).



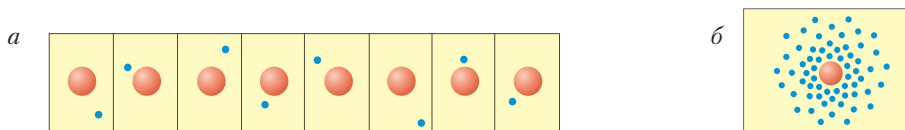
Мал. 1.3. Схема ўтварэння іонаў з атома вадароду



Мал. 1.4.
Электроннае воблака
атома вадароду

Гледзячы на малюнку 1.2 і 1.3, можна памылкова меркаваць, што электроны верцяцца вакол атамнага ядра падобна таму, як планеты верцяцца вакол Сонца. У рэчаіснасці траекторыю руху электрона ў атаме вызначыць немагчыма. Кожны электрон утварае вакол ядра воблака адмоўнага зараду пэўнай формы і памеру — *электроннае воблака*. Напрыклад, адзін электрон у атаме вадароду ўтварае воблака сферычнай формы (мал. 1.4).

Каб лепш уявіць электроннае воблака, правядзём мысленны эксперымент. Дапусцім, у нас ёсць магчымасць сфатаграфавання атам вадароду ў розныя моманты часу, тады на фотаздымках мы будзем бачыць электрон у розных становішчах адносна ядра (мал. 1.5). Калі зрабіць шмат такіх фотаздымкаў



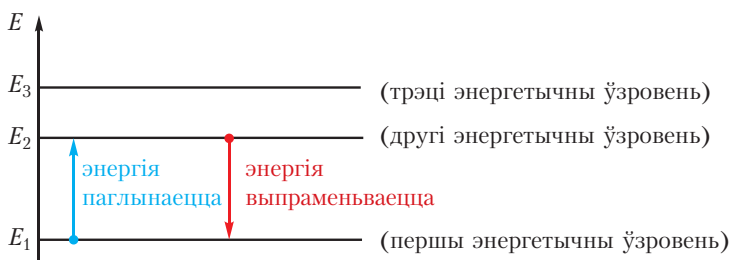
Мал. 1.5. «Мысленныя фотаздымкі» атома вадароду:
а — атрыманыя праз роўныя прамежкі часу; б — іх накладанне адзін на адзін

і на класці іх адзін на адзін, па гушчынні кропак мы ўбачым, наколькі часта электрон аказваецца ў дадзенай вобласці прасторы.

З малюнка 1.4 відаць, што электрон у атаме вадароду часцей знаходзіцца ў непасрэднай блізкасці ад ядра, па меры аддалення ад ядра верагоднасць выявіць электрон рэзка зніжаецца.

У электрона ёсць яшчэ адна асаблівасць. У атаме вадароду электрон можа мець не любыя, а толькі пэўныя значэнні энергіі. Гэтыя значэнні энергіі электрона ў атаме вадароду называюцца **энергетычнымі ўзроўнямі**. Энергетычныя ўзроўні абазчаюцца нумарамі.

На малюнку 1.6 паказаны энергетычныя ўзроўні атама вадароду.



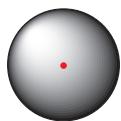
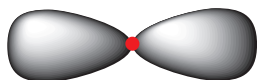
Мал. 1.6. Схема энергетычных узроўняў электрона ў атаме вадароду

Электрону найбольш выгадна займаць першы ўзровень з найменшай энергіяй, пры гэтым ён знаходзіцца бліжэй да ядра.

Электрон можа пераходзіць з аднаго энергетычнага ўзроўню на другі. Пры пераходзе з першага ўзроўню на другі ён паглынае порцыю энергіі, роўную $E_2 - E_1$, пры адваротным пераходзе ён выпраменьвае такую самую порцыю энергіі.

Цяпер мы можам удакладніць паняцце *арбіталь*, якое было ўведзена ў курсе хіміі 8-га класа. Вы ўжо ведаеце, што электрон у атаме можа знаходзіцца толькі ў пэўных *станах*. Кожнаму стану адпавядае пэўнае значэнне энергіі і пэўная форма электроннага воблака. Электронны стан называецца *арбітальлю*.

Атамная арбіталь — стан электрона ў атаме, які характарызуецца пэўным значэннем энергіі і формай электроннага воблака.

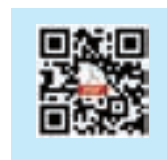
Мал. 1.7. *s*-АрбітальМал. 1.8. *p*-Арбіталь

Электроннае воблака не мае дакладных межаў, таму пры адлюстраванні формы арбіталі прыводзяць не ўсё электроннае воблака, а толькі тую вобласць прасторы, унутры якой верагоднасць выявіць электрон дастаткова вялікая.

Арбіталі могуць мець розную форму. Арбіталі сферычнай формы называюцца *s*-арбіталямі (мал. 1.7).

Арбіталі ў форме аб'ёмнай васьмёркі называюцца *p*-арбіталямі (мал. 1.8).

У атамах маюцца таксама *d*- і *f*-арбіталі яшчэ больш складанай формы, з імі можна пазнаёміцца, перайшоўшы па спасылцы ў QR-кодзе.

Атамныя
арбіталі

Атам складаецца з дадатна зараджанага ядра і адмоўна зараджаных электронаў.

Кожны электрон у атаме знаходзіцца ў стане з вызначанай энергіяй (займае пэўную атамную арбіталь).

Арбіталь характарызуецца энергіяй і формай электроннага воблака.

Пытанні і заданні

1. Ядро атама мае дадатны заряд. Чаму ў цэлым атам электранейтральны?
2. Вызначце лік электронаў у атамах азоту, кіслароду і вугляроду.
3. Вызначце лік электронаў у іонах Al^{3+} , Ca^{2+} , S^{2-} , Cl^- , F^- , Na^+ . Прывядзіце прыклады злучэнняў, якія складаюцца з гэтых іонаў. Электранейтральныя атамы якіх хімічных элементаў будуць змяшчаць такую самую колькасць электронаў?
4. Што такое атамная арбіталь? Якую форму маюць *s*-, а якую *p*-арбіталі?
5. Паглынаючы энергію, электрон у атаме вадароду можа пераходзіць з адной арбіталі на другую. Якія характарыстыкі электрона (заряд, энергія, маса, форма электроннага воблака) будуць пры гэтым змяняцца?

§ 2. Будова электронных абалонак атамаў

Электронны ў атамах займаюць станы з вызначанымі энергіямі (арбіталі). Каб гэта паказаць, арбіталь адлюстроўваюць у выглядзе клетак \square , а электроны ў выглядзе стрэлак \uparrow . Апошняя дазваляе адлюстраваць такую характарыстыку электрона, як *спін* (ад англ. *spin* – ‘вярчэнне’). Каб зразумець, што такое спін, уявім, што электрон у атаме не толькі рухаецца вакол ядра, але і верціцца вакол уласнай восі. У залежнасці ад таго, у які бок адбываецца вярчэнне вакол уласнай восі (па гадзіннікавай стрэлцы ці супраць), магчымы два значэнні спіна электрона. Электроны з процілеглымі спінамі абазначаюць стрэлкамі, накіраванымі ў розныя бакі.

На адной арбіталі могуць размясціцца не больш за два электроны з супрацьлеглымі спінамі. Такія электроны называюцца *спаранымі*. Два спараныя электроны ўтвараюць *электронную пару*:

$\uparrow\downarrow$ – запоўненая арбіталь (электронная пара).

Калі на арбіталі маецца адзін электрон, то арбіталь называецца часткова або напалавіну запоўненай, а электрон – *няспараным*:

\uparrow – часткова або напалавіну запоўненая арбіталь (няспараны электрон).

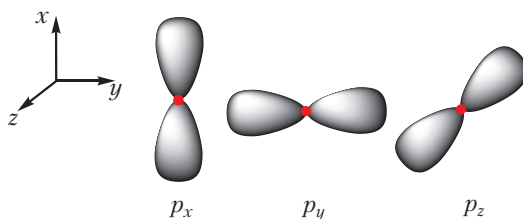
Арбіталі з аднолькавымі значэннямі энергіі ўтвараюць *энергетычны падурзровень*. Энергетычныя падурзроўні абазначаюцца літарамі *s*, *p*, *d*.

s-Падурзровень складаецца з адной арбіталі \square , якая мае сферычную форму (мал.1.7).

p-Падурзровень складаецца з трох арбіталей $\square\square\square$, якія маюць форму аб’ёмных васьмёрак і арыентаваны ўздоўж трох каардынатных восей (мал. 2.1).

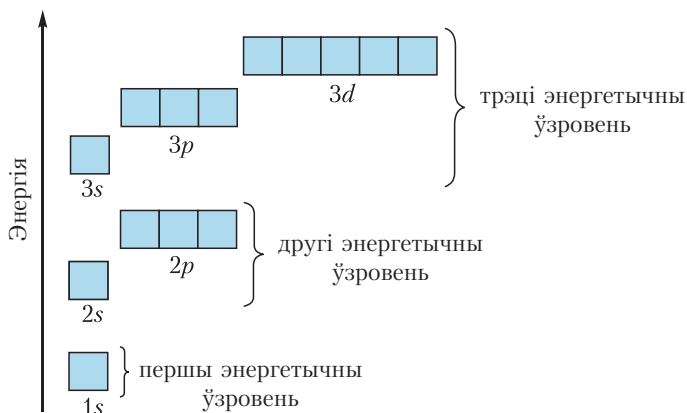
d-Падурзровень складаецца з пяці арбіталей $\square\square\square\square\square$, якія маюць яшчэ больш складаную форму.

Арбіталі з блізкімі значэннямі энергіі ўтвараюць *энергетычны ўзровень*. На кожным энергетычным узроўні маецца строга вызначаны лік падурзроўняў і, такім



Мал. 2.1. *p*-Арбіталі

чынам, арбіталей, прычым іх колькасць павялічваецца з узростаннем нумара энергетычнага ўзроўню (мал. 2.2).



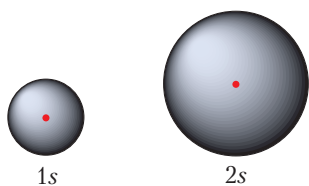
Мал. 2.2. Схема атамных арбіталей першага, другога і трэцяга энергетычных узроўняў

З малюнка 2.2 відаць, што:

першы ўзровень складаецца з аднаго падузроўня — $1s$

другі — з двух падузроўняў — $2s$ і $2p$

трэці — з трох падузроўняў — $3s$, $3p$ і $3d$



Мал. 2.3. s -Арбіталі першага і другога энергетычных узроўняў

З павелічэннем нумара энергетычнага ўзроўню памеры арбіталей павялічваюцца, значэнні энергіі электронаў, якія займаюць гэтыя арбіталі, узрастаюць. Параўнайце памеры $1s$ - і $2s$ -арбіталей (мал. 2.3).

Электроны ў атаме імкнучца займаць станы з найменшай энергіяй.

Размяшчэнне электронаў на атамных арбіталах адлюстроўвае *электронна-графічная схема*.

Прывядзём электронна-графічныя схемы некаторых атамаў. Пры гэтым будзем улічваць, што спачатку запаўняюцца ўзроўні і падузроўні з меншай энергіяй (мал. 2.2).

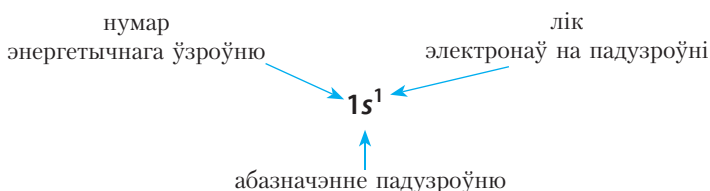
Элемент з атамным нумарам 1 — **вадарод (H)**. Зарад ядра атама вадароду роўны $1+$, таму ў атаме вадароду маецца адзін электрон, які размяшчаецца на арбіталі з найменшай энергіяй $1s$.

Электронна-графічная схема атама вадароду:

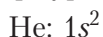


На практыцы карыстацца электронна-графічнай схемай не заўсёды зручна, прасцей для адлюстравання будовы электроннай абалонкі атама прымяняць *формулу электроннай канфігурацыі* (яе таксама называюць электроннай канфігурацыяй).

Напрыклад, формула электроннай канфігурацыі вадароду:



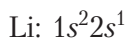
Элемент з атамным нумарам 2 — **гелій (He)**. Формула электроннай канфігурацыі:



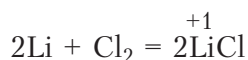
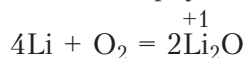
Першы энергетычны ўзровень у атаме гелію *завершаны*. Завершаная электронная абалонка ўстойлівая, таму гелій не ўтварае хімічных злучэнняў, з'яўляецца высакародным газам, існуе ў выглядзе асобных атамаў (адна-атамных малекул). Іншыя высакародныя газы — Ne, Ar і г. д. — таксама маюць устойлівыя завершаныя электронныя абалонкі.

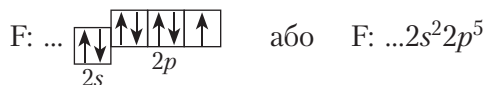
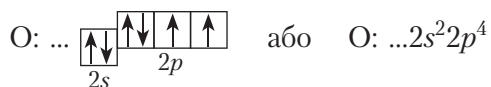
Атамы астатніх элементаў не маюць завершаных абалонак, таму яны ўтвараюць хімічныя злучэнні. У гэтых злучэннях атамы набываюць завершаныя абалонкі бліжэйшых высакародных газаў.

Элемент з атамным нумарам 3 — **літый (Li)**. Яго электронная канфігурацыя:



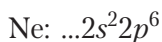
З электроннай канфігурацыі атама літыю відаць, што, аддаўшы адзін знешні электрон, атам набудзе завершаную электронную абалонку, як у атама гелію. Для літыю характэрны рэакцыі, у якіх ён аддае адзін электрон, гэта значыць праяўляе аднаўленчыя ўласцівасці. У злучэннях, якія ўтвараюцца, ступень акіслення літыю роўна +1:





Відаць, што атаму фтору да завяршэння электроннай абалонкі не хапае аднаго электрона, таму фтор лёгка прымае адзін электрон, праяўляючы ступень акіслення -1 . *Фтор — элемент з самымі ярка выражанымі неметалічнымі ўласцівасцямі.*

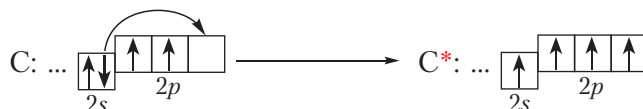
Апошні элемент другога перыяду — **неон (Ne)** — мае завершаную электронную абалонку:



Кожная з прыведзеных электронна-графічных схем адлюстроўвае найбольш энергетычна выгадны стан атама (яму адпавядае найменшая энергія). Такі стан называецца *асноўным*.

Паглынаючы энергію, атам можа пераходзіць ва *ўзбуджаны* стан, пры гэтым адзін або некалькі электронаў пераходзяць з адной арбіталі на другую (мал. 1.6). Энергія атама ва ўзбуджаным стане вышэй, чым у асноўным, таму ва ўзбуджаным стане атам можа знаходзіцца вельмі нядоўга і хутка вяртаецца ў асноўны стан.

Прывядзём прыклады ўзбуджаных станаў атамаў (абазначаны*):

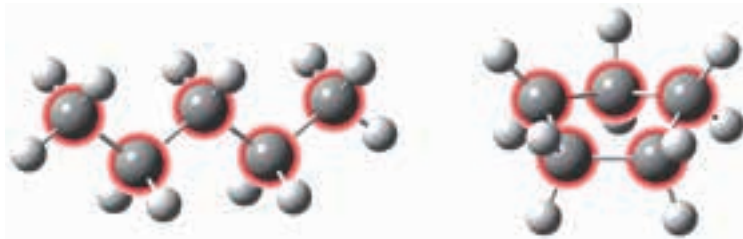


Асабліваці электроннай будовы атама вугляроду

У 10-м класе вы будзеце вывучаць арганічную хімію — хімію злучэнняў вугляроду. Унікальнасць гэтага элемента заключаецца ў тым, што лік электронаў на знешнім энергетычным уроўні вугляроду (іх чатыры), роўны ліку арбіталей (якіх таксама чатыры). Гэта значыць, у атама вугляроду знешні энергетычны ўзровень запоўнены *роўна напалавіну*. У такім выпадку

атаму нявыгодна як аддаваць, так і прымаць электроны, а выгодна іх абагульняць, утвараючы кавалентныя сувязі. Таму атамы вугляроду ўтвараюць дастаткова трывалыя сувязі адзін з адным, злучаючыся ў доўгія ланцугі або цыклы. Пры гэтым кожны атам вугляроду ўтварае чатыры кавалентныя сувязі.

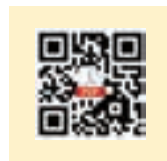
На малюнку 2.4 паказаны ланцугі і цыклы з атамаў вугляроду ў малекулах арганічных рэчываў. Свабодныя валентнасці атамаў вугляроду запоўнены атамамі вадароду (белыя шарыкі):



Мал. 2.4. Ланцугі і цыклы з атамаў вугляроду ў малекулах арганічных рэчываў

Нядзіўна, што вуглярод з'яўляецца асновай мноства арганічных злучэнняў. Валентнасць вугляроду, роўная чатыром, дае магчымасць утварэння разгалінаваных структур і кратных (двайных і трайных) сувязей, што абумоўлівае разнастайнасць арганічных злучэнняў.

З будовай атамаў хімічных элементаў трэцяга перыяду вы можаце пазнаёміцца, перайшоўшы па спасылцы ў QR-кодзе.



* Будова электронных абалонак элементаў трэцяга перыяду

Будову электроннай абалонкі атама адлюстроўваюць пры дапамозе электронна-графічнай схемы або формулы электроннай канфігурацыі.

Пры складанні электронна-графічнай схемы ўлічваюць, што ў першую чаргу электронамі запаўняюцца арбіталі з найменшай энергіяй і на адной арбіталі могуць размясціцца не больш за два электроны з супрацьлеглымі спінамі.

У атаме вугляроду лік электронаў на знешнім энергетычным узроўні роўны ліку арбіталей, таму атамы вугляроду здольны ўтвараць дастаткова трывалыя кавалентныя сувязі адзін з адным, злучаючыся ў доўгія ланцугі і цыклы.

Пытанні і заданні

1. Колькі электронаў можа размяшчацца на адной арбіталі?
2. Колькі арбіталей маецца на першым і другім энергетычных узроўнях адпаведна?
3. Вызначце ступені акіслення элементаў у наступных злучэннях: HF, H₂SO₄, H₂, NH₃, CH₄.
4. Чаму берылій, які мае электронную канфігурацыю 1s²2s², з'яўляецца актыўным металам, у той час як гелій з падобнай электроннай канфігурацыяй знешняга энергетычнага ўзроўню (1s²) — высакародным газам?
5. У чым унікальнасць будовы атама вугляроду, якая дазваляе яму быць асновай для малекул мільёнаў арганічных злучэнняў?
6. Хімічны элемент, электронная канфігурацыя якога ...2s²2p², утварае аксід, масавая доля кіслароду ў якім роўная 72,7 %. Прывядзіце хімічны сімвал элемента і формулу аксіду.
7. Якія з прыведзеных электронных канфігурацый адпавядаюць асноўнаму стану атама, а якія — узбуджанаму:
 - а) 1s²2s²2p²; б) 1s²2s¹2p²; в) 1s²2s²2p⁵; г) 1s²2s²2p⁶; д) 1s²2s¹2p³?

§ 3. Тыпы хімічнай сувязі

З курса хіміі 7–9-га класаў вы ведаеце, што пры звычайных умовах атамы большасці хімічных элементаў у свабодным выглядзе (па асобку) не існуюць. Нават у простых рэчывах атамы звязаны адзін з адным хімічнымі сувязямі. Выключэннем з'яўляюцца толькі высакародныя газы.

Напрыклад, простае рэчыва вадарод складаецца з малекул H₂, у якіх два атамы вадароду звязаны адной кавалентнай сувяззю: H—H.

Хімічная сувязь — узаемадзеянне, якое злучае асобныя атамы ў хімічныя злучэнні (малекулы або крышталі).

Удзельнічаць ва ўтварэнні хімічных сувязей могуць толькі тыя электроны, якія слабей звязаны з ядром, гэта значыць электроны знешняга энергетычнага ўзроўню. Такія электроны называюцца *валентнымі*.

Валентныя электроны прынята пазначаць кропкамі, якія акружаюць сімвал хімічнага элемента. Такія формулы называюцца *электроннымі формуламі*.



электронныя формулы атамаў вадароду і вугляроду