

§ 32. Элементы VIA-групы. Кісларод і сера

Кісларод і сера як хімічныя элементы

Элементы VIA-групы кісларод ${}_8\text{O}$, сера ${}_{16}\text{S}$, селен ${}_{34}\text{Se}$ і тэлур ${}_{52}\text{Te}$ маюць агульную назву халькагены, што ў перакладзе азначае «якія нараджаюць руду». Сапраўды, пераважная колькасць прыродных мінералаў утрымлівае кісларод або серу, напрыклад магнетыт Fe_3O_4 , халькапірыт CuFeS_2 .

Як вам вядома, кісларод — самы распаўсюджаны элемент на Зямлі, ён складае 49 % ад масы зямной кары.

Сера — шаснаццаты па распаўсюджанасці элемент, сустракаецца як у выглядзе злучэнняў, так і ў самародным стане (табл. 26).

8
O
6 2 кісларод
$1s^2 2s^2 2p^4$ 15,9994
16
S
6 8 2 сера
[Ne] $3s^2 3p^4$ 32,066

Табліца 26. Хімічныя элементы халькагены

Элемент	Радыус атама, нм	χ	Ступені акіслення	Прыродныя злучэнні
Кісларод ${}_8\text{O}$	0,073	3,5	-2, -1, 0, +2	O_2 , O_3 , H_2O , мінералы, арганічныя злучэнні
Сера ${}_{16}\text{S}$	0,104	2,6	-2, -1, 0, +4, +6	Сера самародная S, медны калчадан (халькапірыт) CuFeS_2 , жалезны калчадан (пірыт) FeS_2 , глаўберава соль $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, бялкі
Селен ${}_{34}\text{Se}$	0,117	2,5	-2, 0, +4, +6	Селен самародны Se (сустракаецца рэдка), злучэнні з жалезам, свінцом, ртутцю (селеніды) усульфідных радовішчах, арганічныя злучэнні — селенабялкі
Тэлур ${}_{52}\text{Te}$	0,137	2,1	-2, 0, +4, +6	Тэлур самародны Te (у радовішчах серы і селену), злучэнні з медзю, свінцом, цынкам, серабром, золатам (тэлуріды) у радовішчах адпаведных металаў

На знешнім электронным слоі, агульная канфігурацыя якога ns^2np^4 , атамы халькагенаў маюць па 6 электронаў, з якіх два няспараныя на p -падузроўні (Дадатак 1):



З прыведзеных электронных канфігурацый знешняга электроннага слоя атамаў кіслароду, серы вынікае, што найніжэйшая ступень акіслення гэтых халькагенаў -2 . Сера праяўляе дадатныя ступені акіслення $+4$, $+6$ пры ўзбуджэнні s - і p -электронаў знешняга слоя на d -падаровень. Сера па электраадмоўнасці саступае галагенам (акрамя ёду), азоту і кіслароду. Кісларод, які з'яўляўся другім пасля фтору па электраадмоўнасці, праяўляе дадатную ступень акіслення $+2$ толькі ў злучэнні са фторам $\overset{+2}{\text{O}}\text{F}_2$.



Непрыемныя пахі, што адчуваюцца пры гніенні трупаў жывёл, можна растлумачыць вылучэннем злучэнняў серы (меркаптанаў і серавадароду), якія ўтвараюцца пры раскладанні бялкоў.

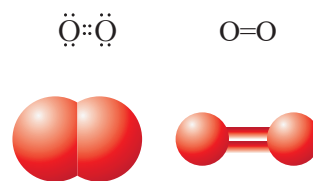
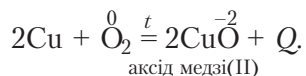
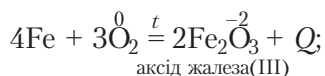
Кісларод як простае рэчыва

Кісларод існуе ў прыродзе ў выглядзе двух простых рэчываў (алатропных мадыфікацый) малекулярнай будовы — кіслароду O_2 і азону O_3 . У малекуле кіслароду існуе двайная кавалентная непалярная сувязь (мал. 29, 72).

Фізічныя ўласцівасці кіслароду. Кісларод мала раствараецца ў вадзе: пры $20\text{ }^\circ\text{C}$ на 1 дм^3 вады раствараецца 31 см^3 кіслароду. Тым не менш гэтага хапае для дыхання рыб у вадаёмах. Вадкі кісларод — рухомая, злёгка блакітнаватая вадкасць, якая кіпіць пры тэмпературы $-183\text{ }^\circ\text{C}$. Цвёрды кісларод уяўляе сабой сінія крышталі, што плавяцца пры яшчэ больш нізкай тэмпературы $-219\text{ }^\circ\text{C}$.

Хімічныя ўласцівасці кіслароду. Кісларод ва ўсіх рэакцыях, акрамя ўзаемадзеяння з фторам, праяўляе ўласцівасці акісляльніку. Пры акісленні кіслародам простых і складаных рэчываў утвараюцца, як правіла, аксіды.

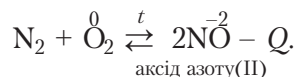
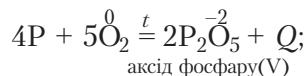
1. Кісларод узаемадзеінічае з *металамі*:



Мал. 72. Электронная і структурная формулы, маштабная і шарастрыжнёвая мадэлі малекулы кіслароду

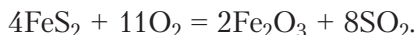
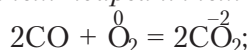
Ён акісляе практычна ўсе металы, акрамя серабра, золата і плаціны. З актыўнымі металамі кісларод можа ўтвараць не толькі аксіды, але і пераксіды (Na_2O_2), надпераксіды (KO_2) або іншыя бінарныя злучэнні.

2. Рэагуючы з *неметаламі*, кісларод утварае кіслотныя або нясолеўтваральныя аксіды:

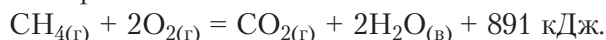


З хлорам, бромам і ёдам кісларод не рэагуе.

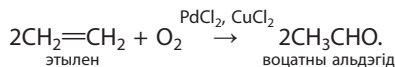
3. Кісларод акісляе *складаныя неарганічныя і арганічныя рэчывы*:



Пры гэтым адзначым, што гарэнне вуглевадародаў выкарыстоўваюць як крыніцу цеплавой энергіі:

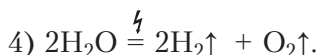
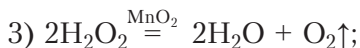
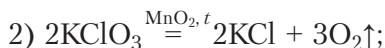


У арганічным сінтэзе кісларод шырока ўжываецца ў рэакцыях *каталітычнага* акіслення:



Атрыманне кіслароду

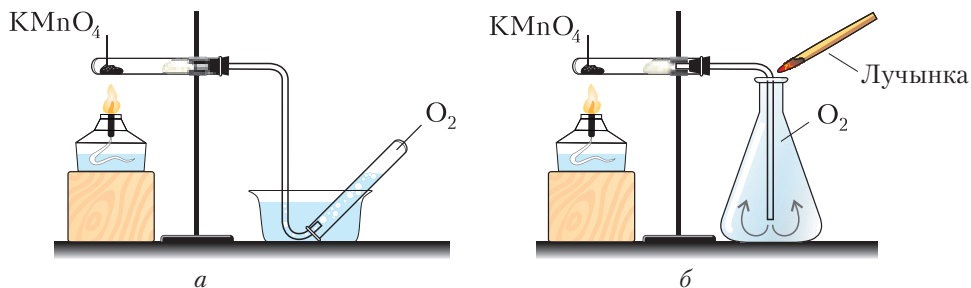
У прамысловасці кісларод атрымліваюць раздзяленнем вадкага паветра, невялікія порцыі захоўваюць у балонах блакітнага колеру, а ў лабараторыях — у газаметрах (мал. 73). Найважнейшым лабараторным спосабам яго атрымання служыць раскладанне некаторых кіслародзмяшчальных рэчываў — перманганату калію, берталетавай солі, вады, пераксиду вадароду:



У посуд кісларод збіраюць метадам выцяснення вады ці паветра (мал. 74).



Мал. 73. Захоўванне кіслароду ў балонах і газаметры



Мал. 74. Атрыманне кіслароду раскладаннем перманганату калію і збіранне газу метадам: *a* — выцясненнем вады, *b* — выцясненнем паветра

Азон

Азон — газ з рэзкім пахам, мае бледна-блакітны колер, у вадкім стане — сіні. У працэсе рэакцый озон распадаецца з утварэннем атамарнага кіслароду:



таму ў параўнанні з кіслародам валодае большай хімічнай актыўнасцю. У прыродзе озон утвараецца з атмасфернага кіслароду пры навальнічных разрадах, а на вышыні 10–30 км — пад дзеяннем ультрафіялетавага выпраменьвання. Азоны слой над паверхняй Зямлі затрымлівае караткахвалевае ультрафіялетавае выпраменьванне Сонца, шкоднае для жывых арганізмаў.



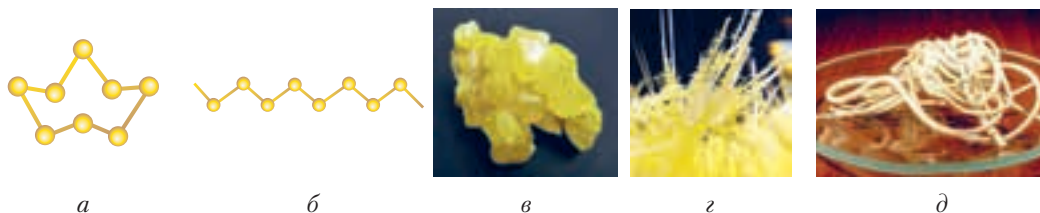
Азон утвараецца пры працы лазерных прынтараў, крыніц рэнтгенаўскага і ультрафіялетавага выпраменьвання. Памежна дапушчальная канцэнтрацыя (ПДК) азону ў паветры працоўнай зоны складае 0,1 мг/м³. Характэрны пах азону адчуваецца ўжо пры канцэнтрацыях 0,004–0,010 мг/м³, гэта значыць у шмат разоў ніжэйшых за гігіенічны нарматыў, што важна для персаналу, які працуе з азоном.

Ваду абеззаражваюць хлараваннем або азанаваннем. Азанаванне вады больш бяспечнае для чалавечага арганізма, чым хлараванне.

Сера

Састаў і будова малекулы серы. Малекулы крышталічнай серы маюць форму замкнёных цыклаў. Калі расплаўленую серу выліць у шклянку з халоднай вадой (хутка астудзіць), то ўтворыцца пластычная сера. Яе малекулы ўяўляюць сабой доўгія ланцугі (мал. 75). Пластычная сера няўстойлівая і ўжо праз некалькі гадзін пасля атрымання ператвараецца ў жоўтыя крышталі рамбічнай серы як найбольш устойлівай з алатропных мадыфікацый.





Мал. 75. Будова малекул і знешні выгляд серы розных мадыфікацый: а — малекулы S₈, б — ланцугі атамаў пластычнай серы, в — крышталі рамбічнай серы, з — крышталі монакліннай серы, д — пластычная сера

Вядома некалькі алатропных мадыфікацый серы: дзве крышталічныя — монаклінная S₈ ($T_{\text{пл.}} = 119,3 \text{ }^\circ\text{C}$) і рамбічная S₈ ($T_{\text{пл.}} = 112,8 \text{ }^\circ\text{C}$), а таксама пластычная S_∞ (мал. 75). Найбольш устойлівая пры пакаёвай тэмпературы рамбічная сера.

Хімічныя ўласцівасці. Сера — дастаткова актыўны неметал. Пры нагрыванні лёгка акісляецца кіслародам і галагенамі, рэагуе як акісляльнік з вадаародам і металамі (акрамя золата і плаціны):

Сера як адноўнік	Сера як акісляльнік
${}^0\text{S} + \text{O}_2 \xrightarrow{t} \text{SO}_2 + Q \text{ (аксід серы(IV))}$	${}^0\text{S} + \text{H}_2 \xrightarrow{t} \text{H}_2\text{S}^{-2} \text{ (серавадарод);}$ $\text{Zn} + {}^0\text{S} \xrightarrow{t} \text{ZnS}^{-2} \text{ (сульфід цынку);}$ $2\text{Al} + 3{}^0\text{S} \xrightarrow{t} \text{Al}_2\text{S}_3^{-2} \text{ (сульфід алюмінію)}$

Прымяненне кіслароду і серы. Найбольш значныя сферы ўжывання кіслароду і серы паказаны ў табліцы 27.

Табліца 27. Сферы ўжывання кіслароду, азону і серы

O ₂	Зварка і рэзка металаў. Акісляльнік ракетнага паліва. Дыхальныя сумесі — космас, падводныя лодкі, медыцына. Хімічная прамысловасць — атрыманне аксідаў, кіслот і інш. Арганічны сінтэз — альдэгіды, карбонавыя кіслоты. Металургія
O ₃	Адбелвальны сродак. Дэзынфекцыйны сродак у медыцыне. Абеззаражванне пітной вады і сцёкавых водаў
S	Вытворчасць сернай кіслаты. Вытворчасць гумы. Вытворчасць запалак. Вытворчасць фарбавальнікаў, пігментаў

Кислород знайшоў ужыванне ў дыхальных апаратах (мал. 76).

Электронная канфігурацыя валентнага слоя халькагенаў ns^2np^4 . Найніжэйшая ступень іх акіслення –2.

Кислород як акісляльнік рэагуе з простымі і складанымі рэчывамі, утвараючы, як правіла, аксіды.

Сера з'яўляецца акісляльнікам у рэакцыях з металамі і вадародам, але адноўнікам у рэакцыях з кіслародам.



Мал. 76. Партатыўны апарат штучнай вентыляцыі лёгкіх (ШВЛ)

Пытанні, заданні, задачы

1. Пералічыце найбольш характэрныя ступені акіслення: а) кіслароду; б) серы; в) селену. Прывядзіце прыклады адпаведных злучэнняў.
2. Назавіце алатропныя мадыфікацыі: а) кіслароду; б) серы.
3. Складзіце формулы аксідаў і сульфідаў літыю, магнію, алюмінію.
4. Разлічыце масу порцыі серы колькасцю 3,5 моль.
5. Запоўніце табліцу «Кісларод і сера ў акісляльна-аднаўленчых рэакцыях», склаўшы ўраўненні адпаведных рэакцый.

Рэагенты	Кісларод	Сера
H ₂		
Mg		
Ca		
Fe		
Li		
Na		

6. Складзіце 10 ураўненняў магчымых рэакцый паміж рэчывамі, формулы якіх Ba, K, Pt, ZnS, S, H₂, O₂. Пакажыце пры гэтым ступені акіслення элементаў.

7. Чаму роўны аб'ём паветра, неабходны для спальвання: а) серы масай 12 г; б) бутану аб'ёмам 10 м³ (н. у.)?

8. Разлічыце аб'ём кіслароду, які можа быць атрыманы пры раскладанні берталетавай солі масай 49 г.

9. Складзіце ўраўненні рэакцый паводле схемы:

а) $\text{CH}_4 \xrightarrow{1} \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{2} \text{H}_2 \xrightarrow{3} \text{H}_2\text{S} \xrightarrow{4} \text{SO}_2$; б) $\text{KClO}_3 \xrightarrow{1} \text{O}_2 \xrightarrow{2} \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{3} \text{H}_2 \xrightarrow{4} \text{CH}_3\text{—CH}_3$.

10. Пры награванні перманганату калію масай 3,16 г атрыманы кісларод аб'ёмам 168 см³ (н. у.). Вызначце масавую долю солі, якая расклалася.



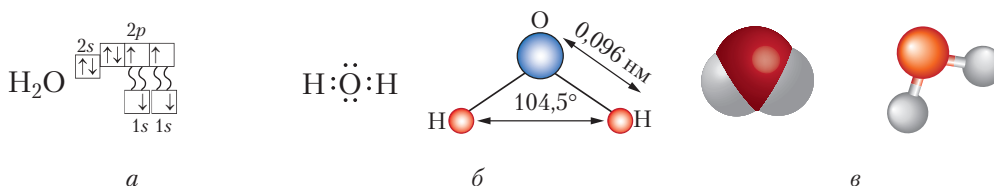
§ 33. Вадародныя злучэнні кіслароду і серы

Найважнейшымі вадароднымі злучэннямі кіслароду і серы з'яўляюцца вада H_2O і серавадарод H_2S . Акрамя таго, існуюць і іншыя бінарныя злучэнні кіслароду і серы, напрыклад пераксіду вадароду H_2O_2 .

Вада

Вада — другое па распаўсюджанасці на Зямлі хімічнае злучэнне. Запасы вады на Зямлі ацэньваюцца ў 1,4 млрд км^3 . Яна складае ад 50 да 99 % масы раслін, жывёл, чалавека.

Будова малекулы. Малекула вады мае вуглавую будову, якую вызначаюць чатыры электронныя арбіталі знешняга электроннага слоя атама кіслароду: дзве з іх утвараюць кавалентныя палярныя сувязі з атамамі вадароду, іншыя дзве ўтрымліваюць непадзеленыя электронныя пары (мал. 77). Як вам вядома, вугал паміж напрамкамі сувязей $\text{H}-\text{O}$ ў малекуле вадзяной пары складае $104,5^\circ$ і малекулы ўяўляюць сабой дыполі (§ 14, мал. 33).



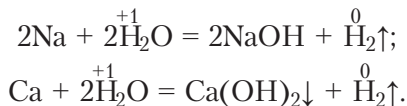
Мал. 77. Будова малекулы вады: *a* — электронна-графічная схема ўтварэння сувязей, *б* — электронная формула і вуглавая будова, *в* — маштабная і шарастрыжнёвая мадэль

Асаблівасці фізічных уласцівасцей. Вада не мае колеру, смаку, паху, валодае высокай цеплаёмістасцю. Вада існуе ў прыродзе ў трох агрэгатных станах (вадкім, цвёрдым, газападобным). Яе тэмпература плаўлення — 0°C , кіпення — 100°C пры $p = 101,325$ кПа. Паміж малекуламі вады ў вадкім і цвёрдым станах існуюць трывалыя вадародныя сувязі (25 кДж/моль) (§ 17, мал. 43).

Вада, з'яўляючыся вельмі слабым электралітам, практычна не праводзіць электрычны ток. На іоны распадаюцца прыблізна дзве малекулы з мільярда (пры 25°C): $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$.

Хімічныя ўласцівасці вады. Вада ўступае ў рэакцыі з многімі рэчывамі як пры пакаёвай тэмпературы, так і пры награванні: металамі, асноўнымі і кіслотнымі аксідамі, арганічнымі рэчывамі. Разгледзім некаторыя асаблівасці гэтых узаемадзеянняў.

1. *Характар узаемадзеяння вады з металамі залежыць ад актыўнасці металу.* Так, шчолачныя і шчолачназямельныя (Ca, Ba, Sr, Ra) металы рэагуюць пры пакаёвай тэмпературы з утварэннем вадароду і шчолачы:

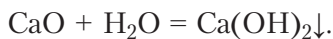


Большасць металаў, размешчаных у радзе актыўнасці паміж алюмініем і вадародам, уступаюць у рэакцыю з парамі вады з утварэннем вадароду і аксідаў металаў. Металы, размешчаныя пасля вадароду, ні пры якіх умовах з вадой не рэагуюць. Больш дэталева вы вывучыце рэакцыі ўзаемадзеяння металаў з вадой у раздзеле 7.

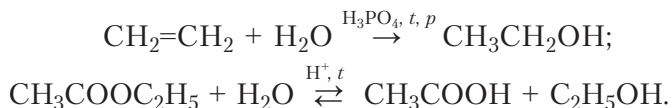
2. Узаемадзеянне вады з *кіслотнымі аксідамі* прыводзіць да ўтварэння кіслот:



3. *Асноўныя аксіды* шчолачных і шчолачназямельных металаў у рэакцыях з вадой утвараюць шчолачы:



4. З *арганічнымі рэчывамі* вада ўступае ў рэакцыі гідратацыі (ненасычаных злучэнняў) і гідролізу (складаных эфіраў, вугляводаў, бялкоў). Напрыклад:

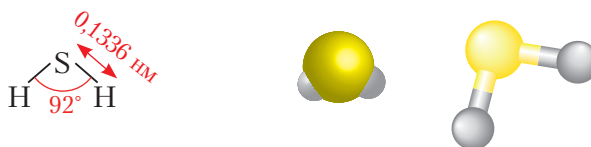


Гідроліз бялкоў, ды- і поліцукрыдаў, тлушчаў — гэта першы этап засваення (стравання) ежы.

Сервадарод

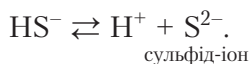
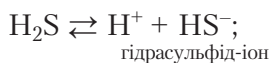
Будова малекулы. Будову малекулы сервадароду можна растлумачыць перакрыццём атамных $3p$ -арбіталей серы і $1s$ -арбіталі атамаў вадароду (§ 14, мал. 32). Пры гэтым адбываецца адштурхоўванне абласцей павышанай электроннай шчыльнасці, якія ўзніклі пры ўтварэнні σ -сувязі. У выніку гэтага валентны вугал крыху павялічваецца — узрастае ад 90° да 92° (мал. 78).





Мал. 78. Структурная формула, маштабная і шарастрыжнёвая мадэлі малекулы серавадароду

Фізічныя ўласцівасці. Серавадарод — бясколерны газ з пахам тухлых яек. Ён цяжэйшы за паветра і мае больш нізкія тэмпературы кіпення ($-60\text{ }^{\circ}\text{C}$) і плаўлення ($-86\text{ }^{\circ}\text{C}$) у параўнанні з вадой. У адным аб'ёме вады раствараюцца тры аб'ёмы серавадароду. Пры гэтым утвараецца раствор вельмі слабай кіслаты — серавадароднай:



З ураўненняў дысацыяцыі вынікае, што кіслаце адпавядаюць два рады солей — кіслыя (гідрасульфіды, напрыклад NaHS , $\text{Ca}(\text{HS})_2$) і сярэднія (сульфіды, напрыклад Na_2S , CaS).

Уплыў на арганізм чалавека. Серавадарод вельмі атрутны. Пры яго ўдыханні хутка адбываецца параліч дыхальных нерваў, чалавек перастае адчуваць пахі, што тоіць у сабе смяротную пагрозу. Трапляючы ў кроў, серавадарод разбурае гемаглабін і ўтварае сульфід жалеза чорнага колеру — «кроў чарнее». Працаваць з серавадародам у лабараторыях можна толькі ў выцяжнай шафе.

У прыродзе серавадарод утвараецца ў невялікіх колькасцях пры гніенні бялкоў, утрымліваецца ў вулканічных газах, у атмасферы прамысловых рэгіёнаў. Серавадарод цяжэйшы за паветра, таму збіраецца ў каналізацыйных калодзежах, ямах. Налічваецца нямала выпадкаў, калі пацярпелымі станавіліся рабочыя, якія абслугоўваюць трубаправоды.

У арганізме серавадарод утвараецца з амінакіслаты — цыстэіну. *Эндагенны* (які выпрацаваўся ўнутры арганізма) серавадарод з'яўляецца спазмалітыкам — расслабляе гладкія мышцы, а таксама лічыцца адным з важных фактараў, якія абараняюць арганізм ад сардэчна-сасудзістых захворванняў.

Прымяненне серавадароду і сульфідаў. Серавадарод знаходзіць абмежаванае прымяненне. Серавадародную ваду і газападобны серавадарод выкарыстоўваюць у аналітычнай хіміі для вызначэння (асаджэння) катыёнаў металаў, сульфіды якіх маларастваральныя і нерастваральныя.



Сульфіды многіх металаў ярка афарбаваныя: HgS , Ag_2S , PbS , CuS — чорныя, Sb_2S_3 — аранжавы, CdS — жоўты, MnS — ружовы, ZnS — белы. Сульфіды шчолачных і шчолачназямельных металаў бясколерныя.

Адной з асноўных прычын пацяжнення карцін старых майстроў з'яўляецца выкарыстанне імі свінцовых бялілаў. Узаемадзейнічаючы нават са следавымі колькасцямі серавадароду ў паветры, бялілы за некалькі стагоддзяў ператвараюцца ў чорны сульфід свінцу(II) PbS . Пры рэстаўрацыі яго акісляюць пераксідам вадароду: $\text{PbS}_{(\text{чорны})} + 4\text{H}_2\text{O}_2 = \text{PbSO}_{4(\text{белы})} + 4\text{H}_2\text{O}$.

У тэхніцы сульфіды ўжываюць як крыніцы нецэплага выпраменьвання — люмінафоры (CdS , ZnS), змазачныя матэрыялы (MoS_2), паўправаднікі (CuS , CdS , PbS і іншыя).

У медыцыне выкарыстоўваюць штучныя і прыродныя серавадародныя ванны, серавадародную мінеральную ваду.

У хімічнай прамысловасці серавадарод служыць сыравінай для атрымання серы, сернай кіслаты, сульфідаў і серазмяшчальных арганічных злучэнняў. Напрыклад, меркаптаны як адны з самых смуродных рэчываў служаць дадаткам да прыроднага газу для выяўлення яго ўцечкі ў трубаправодах.

Малекулы вады і серавадароду маюць вуглавую будову.

Вада рэагуе пры пакаёвай тэмпературы з актыўнымі металамі, кіслотнымі і асноўнымі аксідамі.

Водны раствор серавадароду — слабая кіслата.

Пытанні, заданні, задачы

- Назавіце хімічныя формулы вадародных злучэнняў кіслароду і серы.
- Пералічыце фізічныя ўласцівасці: а) вады; б) серавадароду. Якое фізіялагічнае ўздзеянне серавадароду на арганізм?
- Апішыце прасторавую будову: а) малекулы вады; б) малекулы серавадароду. Параўнайце валентныя вуглы ў гэтых малекулах.
- Назавіце рэчывы і пакажыце ступені акіслення атамаў:
 H_2S , H_2O_2 , ZnS , FeS , Al_2S_3 , NaHS .
- Складзіце ўраўненні рэакцый:
а) $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; $\text{Ba} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$;
б) $\text{H}_2\text{S} + \text{FeCl}_2 \rightarrow$; $\text{H}_2\text{S} + \text{NaOH} \rightarrow$; $\text{H}_2\text{S} + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$; $\text{H}_2\text{S} + \text{CuSO}_4 \rightarrow$.
На падставе складзеных ураўненняў рэакцый зрабіце выснову пра хімічныя ўласцівасці вадароднага злучэння.
- Складзіце схему ўтварэння вадародных сувязей: а) паміж малекуламі вады; б) малекуламі вады і метанолу.
Растлумачце, чаму не раствараюцца ў вадзе бензол, гексан.

7. Выкарыстоўваючы звесткі малюнка 44 з § 17, растлумачце:

а) змяненне тэмпературы кіпення рэчываў у радзе $\text{H}_2\text{S} \text{ — } \text{H}_2\text{Se} \text{ — } \text{H}_2\text{Te}$;

б) аномальна высокае значэнне тэмпературы кіпення вады.

8. Разлічыце масавую долю серавадароду ў серавадароднай вадзе, атрыманай пры растварэнні газу (н. у.) аб'ёмам 3 дм^3 у вадзе аб'ёмам 1 дм^3 ($4 \text{ }^\circ\text{C}$).

9. Праз раствор, які змяшчае гідраксід натрыю масай 20 г , прапусцілі серавадарод аб'ёмам $11,2 \text{ дм}^3$ (н. у.). Вызначце малярную канцэнтрацыю солі ў канчатковым раствору, калі вядома, што аб'ём раствору роўны $2,5 \text{ дм}^3$.

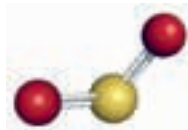
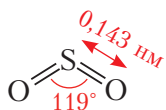
10. Серавадарод аб'ёмам $1,12 \text{ дм}^3$ (н. у.) прапусцілі праз раствор масай 125 г з масай доляй сульфату медзі(II), роўнай 10% . Разлічыце масавую долю солі ва ўтвораным раствору.



§ 34. Кіслародныя злучэнні серы

Сера, выяўляючы ступені акіслення $+4$ і $+6$, утварае два ўстойлівыя аксіды саставу $\overset{+4}{\text{S}}\text{O}_2$ — аксід серы(IV), або сярністы газ, і $\overset{+6}{\text{S}}\text{O}_3$ — аксід серы(VI).

Аксід серы(IV)



Мал. 79. Структурная формула і шарастрыжнёвая мадэль малекулы сярністага газу

Аксід серы(IV) $\overset{+4}{\text{S}}\text{O}_2$ — рэчыва малекулярнай будовы (мал. 79).

Фізічныя ўласцівасці. Аксід серы(IV) пры нармальных умовах уяўляе сабой бясколерны газ з характэрным рэзкім пахам — пахам запалкі, якая загараецца. Газ таксічны. У адным аб'ёме вады раствараецца каля 40 аб'ёмаў газу пры $20 \text{ }^\circ\text{C}$, што значна ніжэй, чым у выпадку хлоравадароду і аміяку. Тэмпература яго кіпення нашмат вышэйшая, чым у кіслароду, і роўная $-10 \text{ }^\circ\text{C}$. Газ лёгка звадкаўваецца пры пакаёвай тэмпературы ўжо пры невялікім ціску, што дазваляе захоўваць і транспартаваць звадкаваны газ у балонах (мал. 80).

Хімічныя ўласцівасці. У хімічных рэакцыях, якія праходзяць без змены ступені акіслення, аксід серы(IV) павінен праяўляць уласцівасці кіслотнага аксиду: з вадой ён павінен утвараць кіслату, са шчолачамі і асноўнымі аксідамі — солі. Паколькі найніжэйшая ступень акіслення серы роўная -2 , а найвышэйшая $+6$, варта выказаць меркаванне, што для сярністага газу характэрны рэакцыі як з павышэннем ступені акіслення серы, так і з яе паніжэннем.